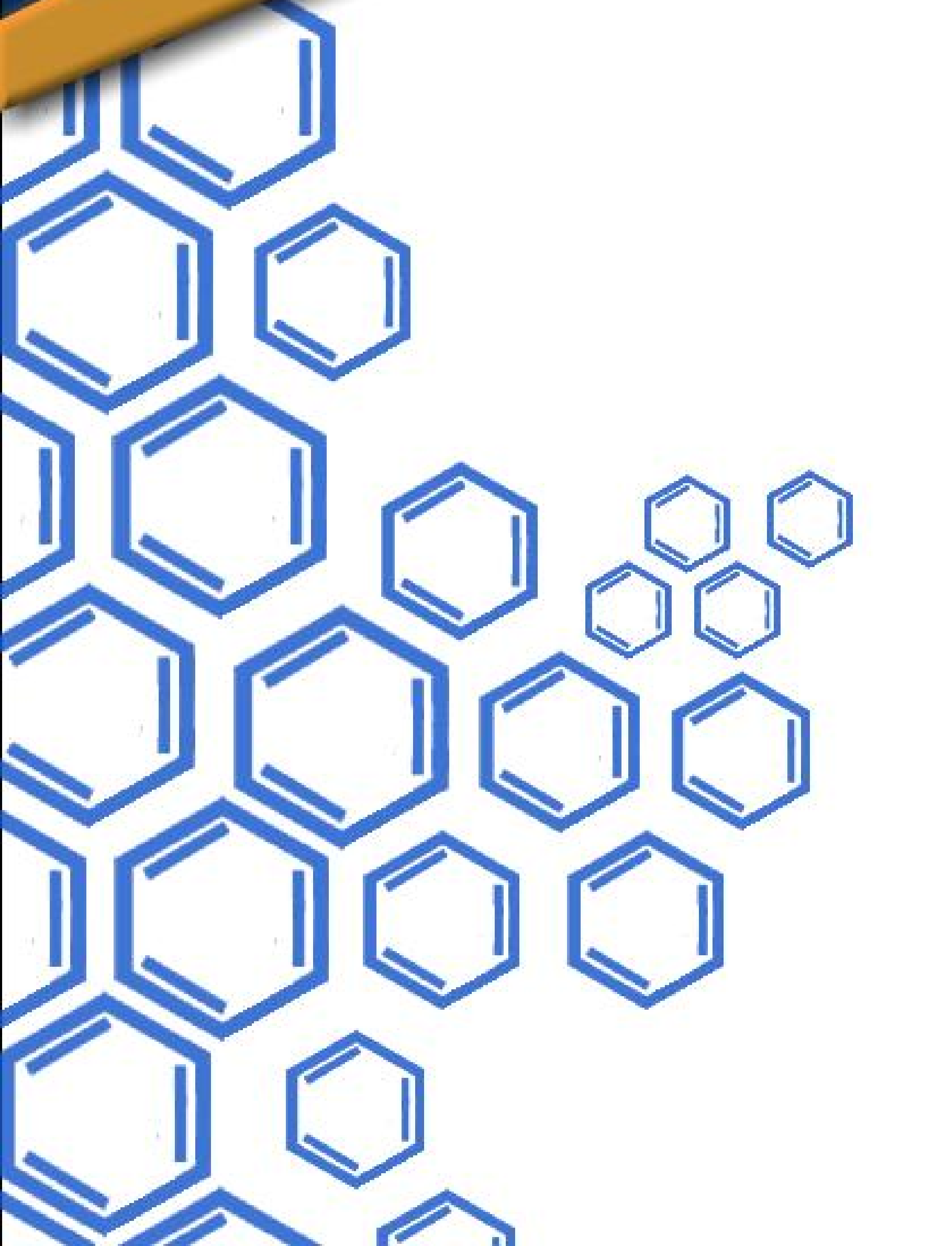



CORPORACIÓN
GIQ



Maria Fernanda
Mondragón Avenia
Lic. en Biología y Química
Universidad Santiago de Cali



Adriana Bolaños
Lic. en Biología y Química
Universidad del Valle



Francisco Corella
Lic en Biología y Química
Universidad de Nariño



Diana Vanessa Arteaga
Lic. en Química
Universidad del Valle





Corporación GIQ

Sede Principal: Calle 10 Nº 62[B]-30 PBX: 485 11 99
Sede Norte: Av. 3N Nº 38N-19 PBX: 485 28 41



Actualiza esta Versión
http://corporaciongiq.edu.co

Versión XXIII
Noviembre 4 de 2014

Diseño y Diagramación **Digital Reading**
Cali - Colombia

Este libro es una recopilación de los conceptos fundamentales impartidos durante el bachillerato, ha sido revisado y actualizado año tras año desde 1.990 por destacados docentes de la Corporación GIQ.

Docentes participantes en esta edición:

Lic. Maria Fernanda Mondragón Avenia
Lic. Adriana Bolaños
Lic. Francisco Corella
Lic. Diana Vanessa Arteaga




CORPORACION
GIQ

TABLA DE CONTENIDO

QUÍMICA



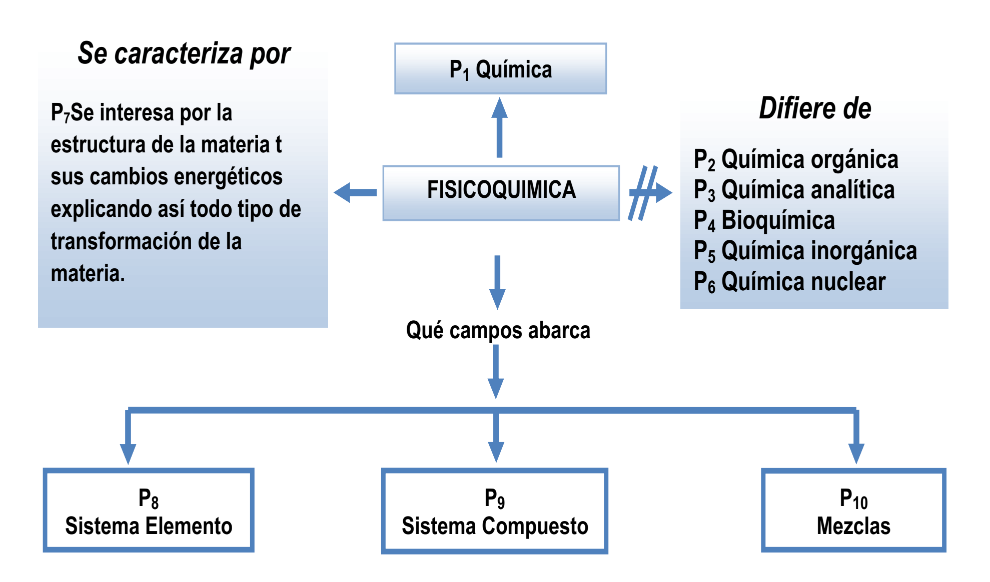

CORPORACION
GIQ





UNIDAD 1

1.1 FISICOQUIMICA



P_1 **La Química**, es la ciencia que estudia la materia, sus propiedades y sus transformaciones.

P_2 **La Química Orgánica**, es el tratado sobre sustancias que contienen carbono.

P_3 **La Química Analítica**, por su parte analiza la composición química de las sustancias.

P_4 **La Bioquímica,** a diferencia de la Fisicoquímica, hace un tratado sobre las reacciones químicas de los seres vivos.

P_5 **La Química Inorgánica**, es la química de todos los elementos, a excepción del Carbono, diferenciándose así de la Fisicoquímica.

P_6 **La Química Nuclear**, estudia los procesos de desintegración radioactivos y los cambios energéticos, involucrados en los mismos, por ello su gran diferencia con la fisicoquímica.





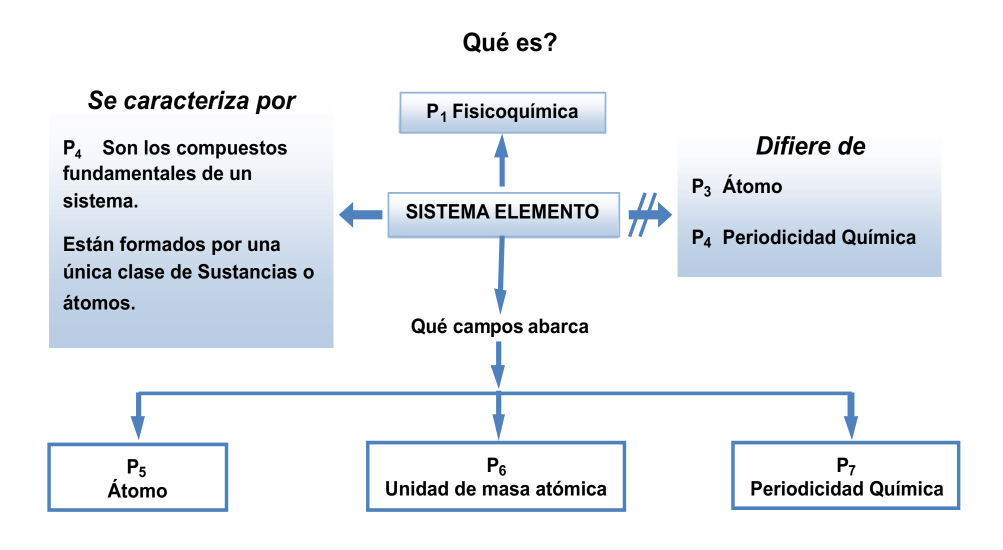
P_7 **La Fisicoquímica**, parte de la química que estudia las propiedades físicas y estructuras de la materia, las leyes de la integración química y las teorías que lo gobiernan.

P_8 **El Sistema Elemento**, hace parte de la fisicoquímica, porque como sustancia pura o cuerpo más simple, es la base fundamental para el estudio de la misma.

P_9 **El sistema compuesto**, también hace parte de la fisicoquímica, pues este sistema está expuesto a cambios y transformaciones, siendo el sistema compuesto la acción de dos o más elementos en una relación fija.

P_{10} **Las mezclas**, son sustancias químicas homogéneas o heterogéneas, formadas por dos o más elementos, dos o más compuestos y dos o más elementos y compuestos; pero cada uno de ellos conservando sus propiedades.

1.2. Sistema Elemento








P_1 **El sistema elemento**, es una unidad fundamental que la fisicoquímica, tiene en cuenta para su estudio.

P_2 **El sistema compuesto**, difiere del sistema elemento, en que en él hallamos unidos en proporción fija, dos o más elementos.

P_3 **La mezcla**, por su parte, es la unión de dos o más sustancias; dando como resultado, un sistema homogéneo heterogéneo, donde sus componentes guardan cada uno sus propiedades, diferenciándose así del sistema elemento.

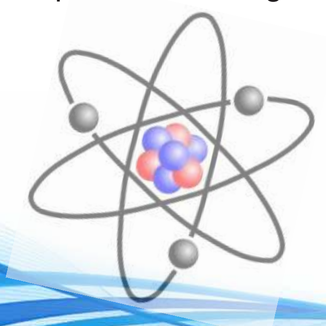
P_4 **El sistema elemento**, por lo tanto es una sustancia simple homogénea, formada por una sola clase de átomos, a quienes se les ha asignado universalmente, símbolos, abreviaturas o iniciales para su reconocimiento.

P_5 **El átomo**, es la partícula fundamental, más pequeña de la materia, formado fundamentalmente por subpartículas (Electrones - Protones - Neutrones).

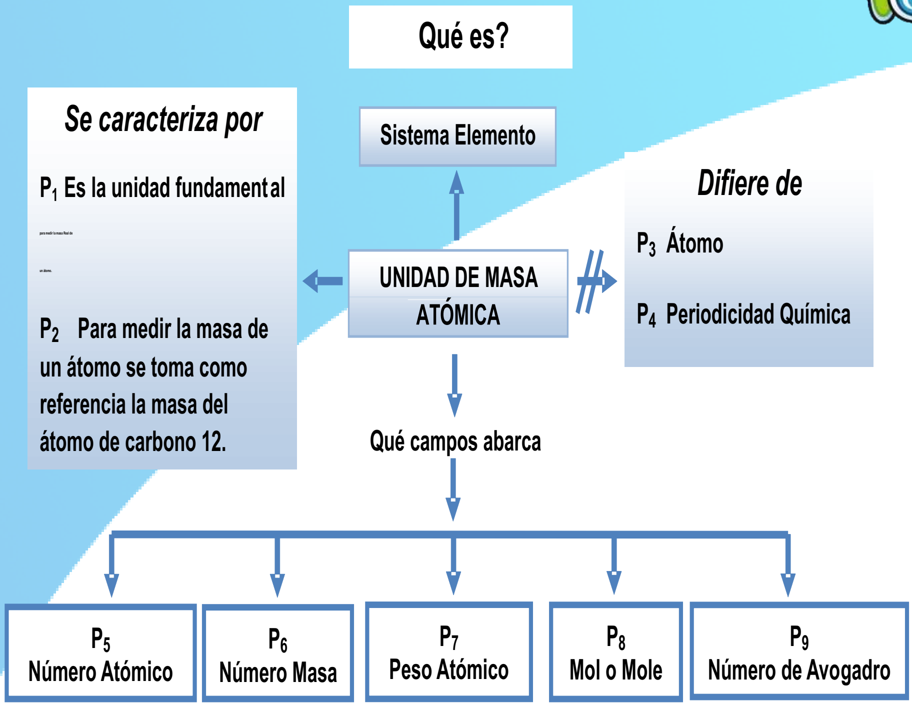
- Electrones-> (e). Poseen carga negativa (-), se encuentran en la periferia del átomo, fundamental porque nos puede definir las propiedades físicas y químicas de un elemento.

- Protones-> (P+). Poseen carga positiva (+), se encuentran en el núcleo del átomo, por cada protón hallado en el núcleo del átomo, habrá un electrón en la periferia.

- Neutrones-> (N$\pm$). Poseen carga neutra (o), se encuentran en el núcleo del átomo, los neutrones evitan la enorme repulsión que experimentan cargas iguales dentro del núcleo.







P_1 **La unidad de masa atómica**, (u.m.a.). Unidad básica comparativa, utilizada para datos menores; la masa atómica promedia los átomos de un elemento.

P_2 El patrón tomado para la U.M.A. es el átomo de carbono 12, al cual se asignó una masa de 12 unidades de masa atómica (U.M:A.).

P_3 **El átomo**, difiere de la unidad de masa atómica, por cuanto esta última, es una medida de la cantidad de masa y el átomo es la parte fundamental del sistema elemento.





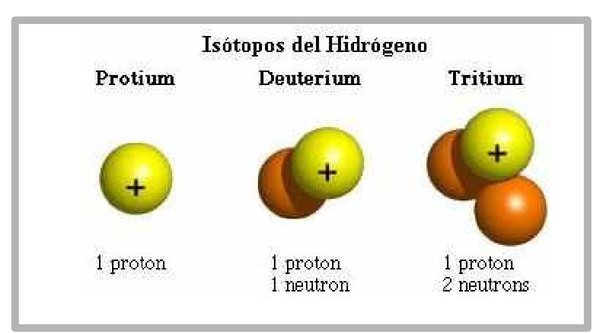
P_4 **La periodicidad química**, se refiere a las propiedades y la clasificación de los elementos químicos.

P_5 **El Número Atómico -** (Z) -> es el número total de protones en el núcleo, entonces:
Si para el hidrógeno, Z=1, significa que sus átomos contienen un solo protón. Si para el hierro (Fe), Z=26, quiere decir que los átomos de hierro en su núcleo poseen 26 protones.

P_6 **El Número Masa -** Es el número total de protones y neutrones, en el núcleo lo representamos por la letra (A) y su unidad es en U.M.A.

$$A = Z + n$$

Número masa = $A = Z + n$
A= Número Atómico + Número de Neutrones.
Número de Protones = Número de electrones para un átomo neutro



Ej. Si el helio tiene A= 4 y Z = 2. Cuál es el número de neutrones presentes?

$A = Z + n \quad A - Z = n$
$4 - 2 = 2$ neutrones



P_7 **Peso Atómico:** es la masa de un elemento en gramos. Numéricamente es igual a su masa atómica.

Nota:

Número Neutrones **=** la cantidad de neutrones en un sistema elemento, difiere ya que existen átomos de un mismo elemento, que poseen diferente masa porque tienen el mismo número de protones y diferente número de neutrones, estos átomos se denominan isótopos.

Por ejemplo, en el átomo del hidrógeno existen 3 Isótopos:
El oxígeno tiene un peso de: 15.9999
Peso Atómico = 15.9999 gr
Masa Atómica = 15.9999 U.M.A.

Por tanto,
El peso atómico también se puede definir como la masa en gramos de un mol de átomos de un elemento.

El peso atómico del Oxigeno es 15.9999 gr, luego 1 mol de Oxígeno pesa 15.9999 gr.

P_8 **Un mol o mole:** nos indica la cantidad de sustancia que contiene el número de avogadro, de cualquier especie; sean átomos, moléculas, iones, etc.

P_9 **El Número de Avogadro**: nos indica el número de átomos, o moléculas o iones que hay en 1 mol.

1 mol = $6{,}023 \times 10^{23}$

Ej. Si digo que en una biblioteca hay una mol de libros; significa que allí hay 6.023×10^{23} libros.





Ejemplos:

a) ¿Cuántas moles de Calcio, hay en $1.8x10^{21}$ átomos del mismo elemento?

Sabemos que 1mol Ca, equivale a $6.02x10^{23}$ átomos, entonces por el método de factores molares:

$$1.8 \text{ átomos Ca} x \frac{1 \text{mol Ca}}{6.02x10^{2}3 \text{átomos Ca}}$$

$$= 3x10^{-3} \text{ moles de Ca}$$

b) Cuántos átomos de Hidrógeno hay en 100 moles de H?

Sabemos que 1 mol de H = $6.02x10^{23}$ átomos. Entonces por el método de factores molares:

$$100 \text{ moles de H} x \frac{6.02x10^{23} \text{ átomos de H}}{1 \text{mol de H}} = 6.02x10^{25} \text{ átomos de Hidrógeno.}$$

c) Calcular el número de moles - átomo que hay en 2.5 g de Hidrógeno.

Peso atómico del Hidrógeno = 1.00797 u.m.a.
1 mol de átomos de Hidrógeno pesa 1.00797 g
Por el método de las Fracciones Molares:

$$2,5 \text{ g de H} x \frac{1 \text{mol} - \text{átomo de H}}{1,00797 \text{ g de H}}$$

2,5 mol – átomo de H.

Por el método de la regla de tres:

1 Mol átomo de H 1.00797 g de H

X $\leftarrow$ 2.5 g de H





$$X = \frac{2{,}5g\ de\ H \times 1mol - átomo\ de\ H}{1{,}00797\ g\ de\ H}$$

X = 2.5 mol – átomo de Hidrógeno

d) Cuántos átomos de Sodio hay en 2.5 mol – átomo de Sodio

Por el método de factor de conversión tenemos que:

$$2{,}5mo - át\ Na \times \frac{6{,}023x10^{23}\ átomos\ Na}{1mol - átomo\ Na}$$

$1{,}5 \times 10^{24}$ átomos de Na

e) Cuántas moléculas hay en 50 g de H_2O?
Sabemos que 1 mol de H_2O = 18 gramos
Luego por factor de conversión tenemos que:

$$50g\ H_2O\left(\frac{1mol\ H_2O}{18g\ H_2O}\right)\left(\frac{6{,}023x10^{23}\ át.\ Na}{1mol\ H_2O}\right)$$

$16{,}72x10^{23}$ moléculas

Ejercicios complementarios:

a) ¿Cuántas moles de Bromo, hay en una muestra de $16{,}3210 \times 10^{22}$ átomos de Bromo?
b) Calcular el número de moléculas de O_2 en 0,631 moles de O_2
c) ¿Cuántos gramos de Hidrógeno, hay presentes en 100 moles de átomos de H?
d) Calcular el número de moles de flúor que hay en 7,6 g de flúor.
e) ¿Cuántas moléculas hay en 80 gramos de H_2O?





1.3. Sistema Compuesto



P_1 **El Sistema Compuesto:** en Fisicoquímica, el sistema compuesto es de suma importancia, pues ella estudia los cambios que pueden ocurrir en la estructura, composición y propiedades de los sistemas compuestos.



P_2 **El Sistema elemento:** difiere del Sistema Compuesto, en que aquel sólo está formado por átomos de una misma especie.

P_3 **Las Mezclas:** en cambio, están formadas por sustancias que al unirse, cada una de ellas conservan sus propiedades características.

P_4 **El Sistema Compuesto:** por su parte, está formado por una combinación de sustancias homogéneas, con propiedades idénticas en todos los puntos y en una relación fija e invariable.



P_5 **Peso Molecular:** es la suma de las masas atómicas, relativas de los elementos químicos, que hacen parte de un compuesto.

Ejemplos

El peso molecular del H_2 es 2,016 g / n
El peso molecular del O_2 es 32 g / n

El Peso Molecular: de un sistema compuesto, es la masa en gramos de 1 mol de moléculas.

1 mol de moléculas = peso molecular
1 mol de H_2SO_4 = 98 g. / n

Ejemplos:

a) Hallar la masa molecular del Dióxido de Carbono CO_2
Sabemos que el CO_2 está formado por el átomo de Carbono y 2 átomos de Oxígeno

Entonces: C = 12 g
O = 16 g x <u>2</u>

Luego Peso Molecular = 12 g /n + 16 x 2 g = 44 g /n

b) Determinar el peso molecular de H_2O

PM = 2xH + O g
PM = 2x1.008 g + 1x15.999 g
PM = 2.016g +15.999
PM = 18.018 = 18g

c) Determinar el peso molecular de $BaCl_2$

PM = 1Ba+ 2Cl
PM = 137.34 g + 2(35.45) g
PM = 208.24 g

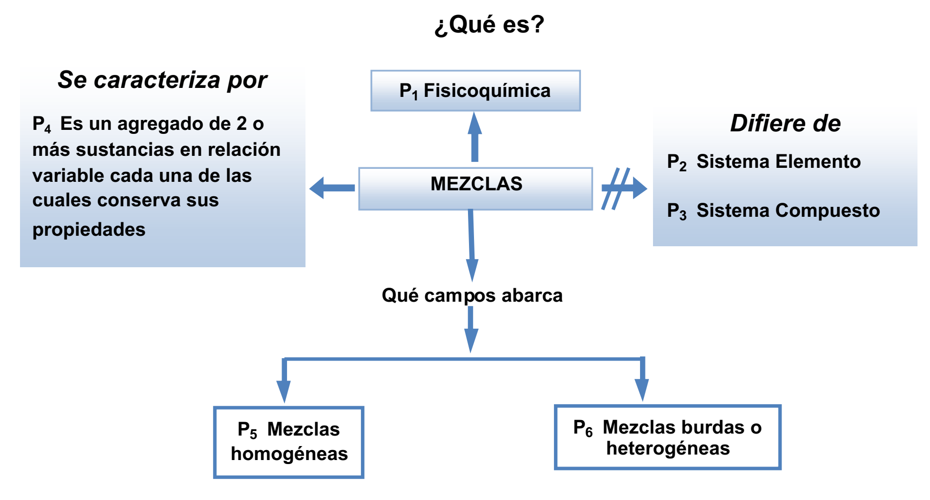


Ejercicios complementarios

Determinar los pesos moleculares de cada uno de los siguientes compuestos:

A. H_2SO_4
B. C_2H_6
C. SO_2
D. $Al(OH)_3$
E. $FeSO_4 7H_2O$

1.4. Mezcla



P_1, P_2 y P_3 ya fueron tratados.

P_4 **Las mezclas:** son sustancias que se pueden separar por métodos físicos.

P_5 **Mezclas Homogéneas:** son combinaciones de sustancias, donde una sustancia disuelve a las otras y se observa una sola fase y la composición es variable.

Se conocen con el nombre de soluciones. Ejemplos: disolución de azúcar en agua, disolución de ácidos grasos en tetracloruro de carbono, por lo tanto, son sustancias que en todos sus puntos presenta propiedades físicas y químicas iguales.





P_6 **Mezclas Heterogéneas:** cuando el sistema está formado por la asociación de varios sistemas homogéneos, llamados fases. Son las mezclas propiamente dichas, cuyas sustancias que la forman, conservan sus propiedades. Sus partes son fácilmente visibles y mecánicamente separables.

Las mezclas se pueden separar por medios físicos:



- Tamizado: sirve para separar sólidos de diferente tamaño.

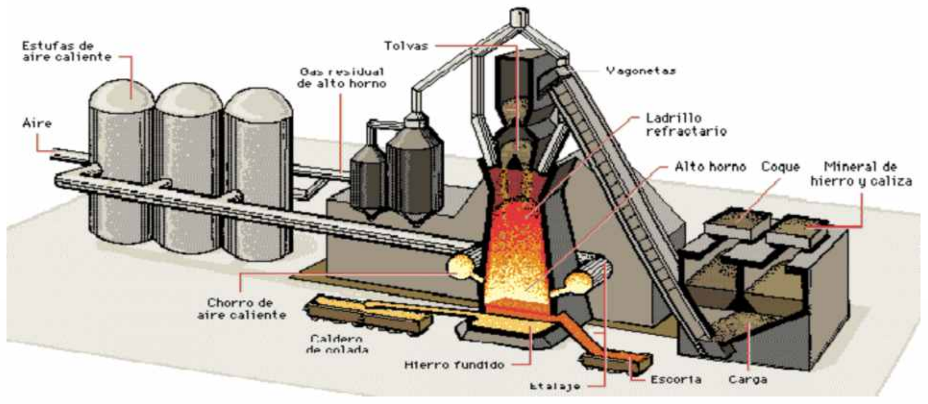
Ej. Separar grava de arena, se utiliza un matiz.

- Magnetismo: se utiliza para separar un sólido (metal), de un sólido no metálico.

Ej. Separar el hierro del azufre.



- Levigación: sirve para separar 2 sólidos de diferente densidad. Utilizando una corriente de agua la cual arrastra el menos denso. El que queda se deposita en el fondo. **Ej** Extracción del oro.









- Filtración: se usa para separar sólidos no solubles, en líquidos, utilizando un medio poroso: papel filtro, carbón, lana de vidrio.

- Decantación: consiste en dejar que el sólido o el líquido más pesado, se deposite en el fondo del recipiente, trasvasando el líquido sobrenadante.



- Evaporación: consiste en pasar un líquido a vapor, utilizando los puntos de ebullición adecuados para cada uno de los líquidos, que desea separar.

- Cristalización: con la ayuda de los puntos de solidificación, la solución se enfría hasta que uno de los componentes se cristalice.









- Destilación: se basa la diferencia en los puntos de ebullición de sus componentes, se calientan y el de menor punto de ebullición se evapora y se recoge en otro recipiente condensándolo.

Destilación



- Cromatografía: es un método de separación de sustancias contenidas en una mezcla. La muestra que se desea examinar, es transportada con la ayuda de un líquido o un gas (fase móvil) por un medio estacionario de gran superficie, que retiene cada componente con distinta intensidad.



Cromatografia





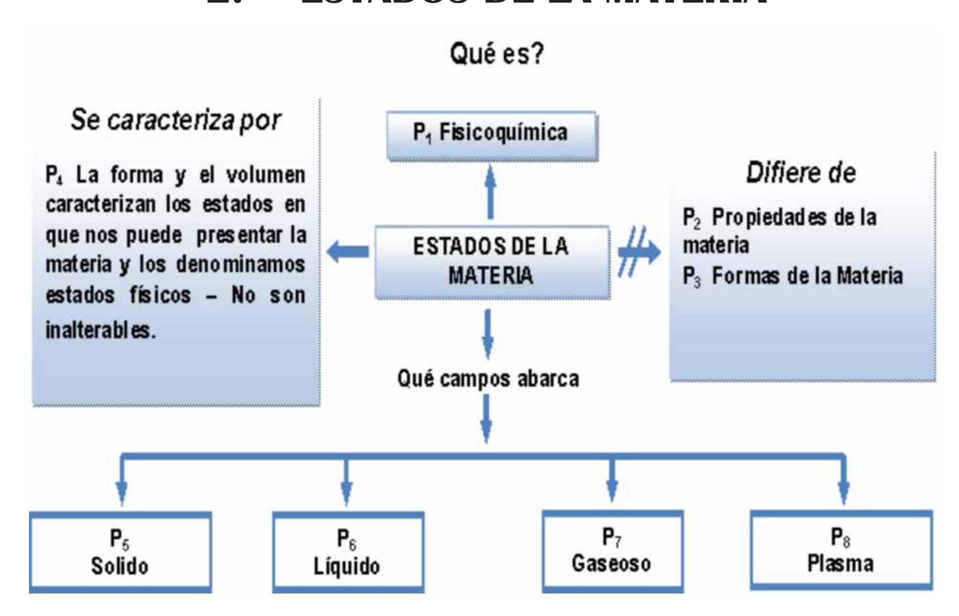
SEPARACIÓN DE MEZCLAS			
MEZCLAS	**METODO DE SEPARACIÓN**	**PROPIEDADES QUE SE APROVECHAN**	**EJEMPLO**
Sólido + Sólido	1. Tamiza 2. Levigación 3. Magnetismo	Tamaño de las partículas Densidad Propiedades magnéticas	Arena de gravilla Mineral de la ganga Azufre

SEPARACION DE MEZCLAS			
Sólido + Líquido	1. Decantación 2. Filtración 3. Centrifugación 4. Cristalización	Densidad Tamaño de las partículas Densidad y fuerza centrífuga Punto de solidificación y ebullición	Tiza triturada de agua Arena o agua Células sanguíneas del plasma Sal del agua
Líquido + Líquido	Líquidos no miscibles: 1.Embudo de decantacion 2.Sifonado 3.Pipeteado Líquidos miscibles: Destilación fraccionada	Densidad Densidad y presión Densidad y presión Punto de ebullición	Agua de aceite Agua de gasolina Agua de benceno Agua del alcohol
Gas + Gas	Licuefacción	Bajas	Componentes del aire





2. ESTADOS DE LA MATERIA



P_1 **Los estados de la materia:** son estados fisicoquímicos, donde se identifican las diferentes formas en que se puede presentar la materia.

P_2 **Las propiedades de la materia**: son diferentes a los estados de la materia, ya que por medio de las propiedades de la materia, podemos identificar fácilmente una sustancia.

P_3 **Las formas de la materia**: por su parte, se nos presentan como sustancias que pueden ser homogéneas o heterogéneas; que pueden ser fácilmente separadas por procesos físicos o químicos.

P_4 **Los estados de la materia:** entonces pueden ser fácilmente alterables, son estados físicos de la materia, que cambian según la temperatura y la presión a que son sometidos.







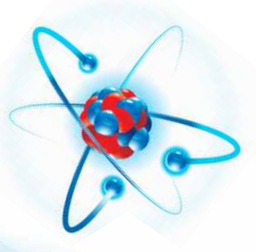
P_5 **El estado sólido:** de la materia, es una condición en la cual las fuerzas de cohesión entre las moléculas que forman este estado, son bastante fuertes, por ello conservan la forma y el volumen.



P_6 **El estado líquido:** de la materia, es un estado en el cual las fuerzas de cohesión entre las moléculas que lo forman, son menos fuertes, por lo tanto conservan su volumen más no su forma. Adquieren la forma del recipiente que lo contiene.

P_7 **El estado gaseoso:** de la materia, es un estado en el cual las fuerzas de cohesión entre las moléculas que la forman son demasiado débiles, se agitan y se separan, por lo tanto no conservan ni su forma, ni su volumen.

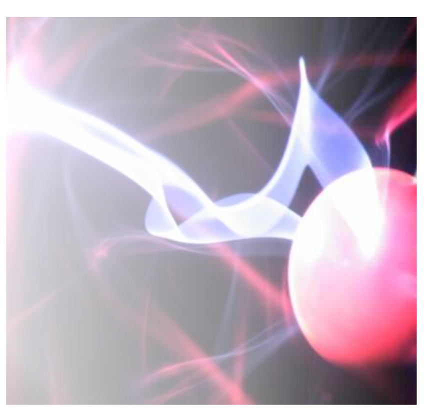




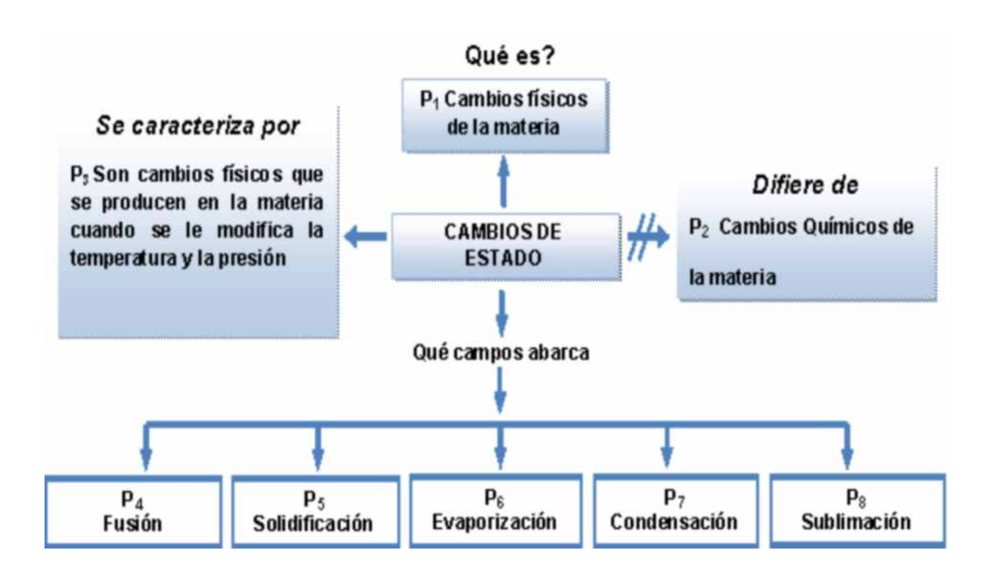




P_8 **El estado de plasma:** de la materia, es un estado en el cual la materia, es sometida a altísimas temperaturas y presiones bajas, sus átomos se desintegran y sus partículas (protones, electrones y neutrones), viajan a grandes velocidades.



2.1 Cambios de estado



P_1 **Los estados de la materia:** están sujetos a cambios físicos, cuando la temperatura y la presión son alteradas.

P_2 **Los cambios químicos de la materia**: difiere de los cambios de estado, porque estas transformaciones pueden alterar en un momento dado, la composición química de la materia:









Procesos Físicos

- No cambia la composición de las sustancias.
- Son cambios reversibles.
- Pueden ocurrir cambios de energía.
- Se detectan por observación.

Ej.
Dilatación del Mercurio.
Rompimiento de un vidrio.



Proceso Químico o Reacciones Químicas

- Se altera la composición de la materia.
- Son generalmente cambios irreversibles.
- Reacciones exotérmicas producen liberación de energía.
- Reacciones endotérmicas producen absorción de energía.
- Requieren experimentación para detectarse

Ej.
Combustión de la madera.
Fotosíntesis.



Procesos Nucleares

- Implican alteración en la naturaleza de la materia.
- Son transformaciones de materia en energía.

Ej.
La desintegración del átomo en una explosión de una bomba atómica.





P_3 **El cambio de estado:** de la materia es una circunstancia que depende de los condiciones de temperatura y presión.

P_4 **La fusión:** es un cambio de estado en el cual de estado sólido pasa a estado líquido. Se requiere suministrar calor Ej. La fundición del hierro.

P_5 **La solidificación:** es un cambio de estado en el cual la materia del estado líquido, pasa al estado sólido. Se libera energía calórica. Ej. Someter el agua a 0° C.

P_6 **La Evaporacion:** es un cambio de estado en el cual el estado líquido, pasa a estado gaseoso, se requiere suministrar calor. Ej. Ebullición del agua.

P_7 **La condensación:** es un cambio de estado en el cual la materia del estado gaseoso, pasa a estado líquido. Ej. Las nubes al precipitarse en forma de lluvia.

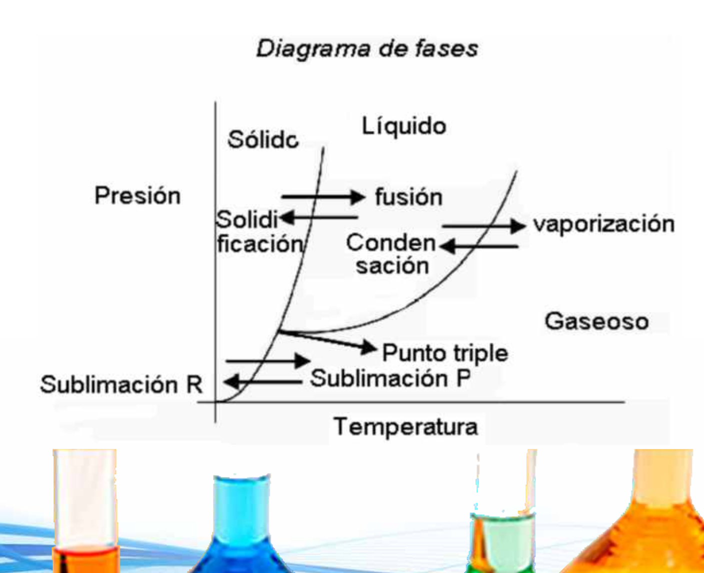
P_8 **La sublimación:** es un cambio de estado en el cual la materia del estado gaseoso, pasa ha estado sólido, y viceversa. Ej. Sublimación del yodo.





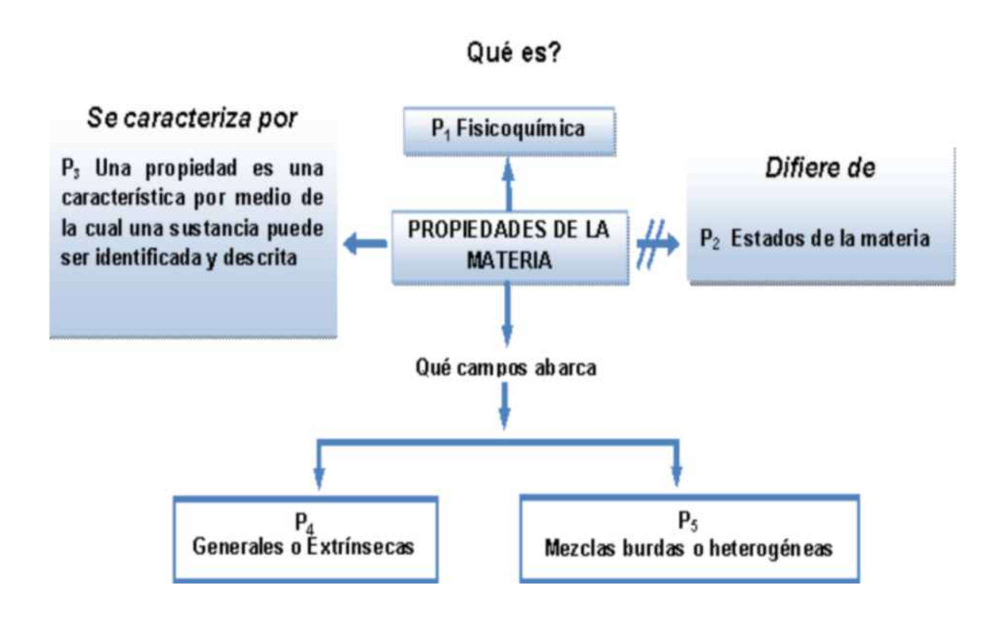


Actualmente se resume la información sobre el cambio de estado, en los llamados diagrama de fases, en los cuales se grafican las presiones y las temperaturas, en donde se encuentran en equilibrio la fase sólida con la líquida; líquida y gaseosa y la gaseosa, con la sólida, o sea que las tres fases coexisten al mismo tiempo; a este punto se le conoce como punto triple.





2.2. Propiedades de la Materia



P_1 Las propiedades de la materia: son características fisicoquímicas, las cuales en un momento dado nos pueden servir para la identificación de una sustancia.

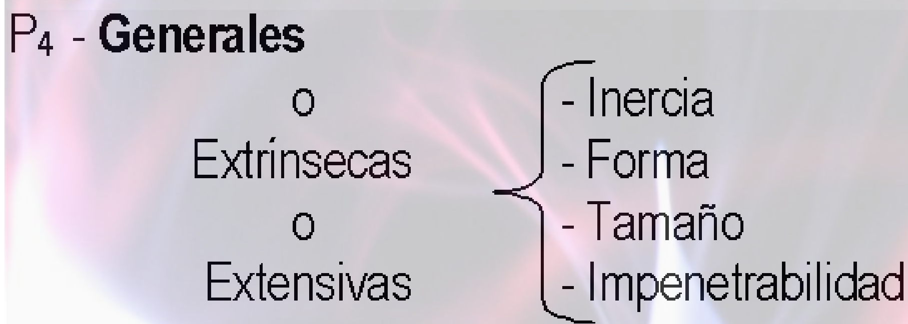
P_2 Las propiedades de la materia difieren: de los estados de la materia en que estos últimos son condiciones físicas de la materia, que no son determinantes cuando se quiere identificar una sustancia.

P_3 Las propiedades de la materia en general son características que impresionan nuestros sentidos y se divide en:









Son comunes a todos los tipos de sustancias que existen, sin excepción.

P_5 – **Específicas**

o

Intrínsecas

o

Intensiva

- Físicas
  - Olor, sabor, color
  - Pto fusión
  - Pto ebullición
  - Dureza
  - Maleabilidad
  - Ductibilidad
  - Conductibilidad eléctrica y calórica
- Químicas
  - Son particulares para cada sustancia

Son propias para cada sustancia en particular, lo cual permite diferenciarlas completamente de otras.



3. PERIODICIDAD QUÍMICA



P_1 La periodicidad química: ubica al elemento químico en la tabla periódica de acuerdo con los números atómicos crecientes.

P_2 La periodicidad química, difiere del enlace químico porque el primero, nos índica las propiedades de los elementos; sugiere su ubicación en la tabla periódica y el segundo, las propiedades de los compuestos de acuerdo con el enlace que los une.

P_3 La periodicidad química por lo tanto, es de vital importancia en el estudio de los elementos, ya que nos puede orientar acerca de cómo es la estructura atómica de los átomos, de todos los elementos de la tabla periódica.

P_4 Para entrar de lleno en el estudio de la estructura de los elementos, es necesario el estudio inicial que hicieron algunos científicos acerca de los modelos atómicos.

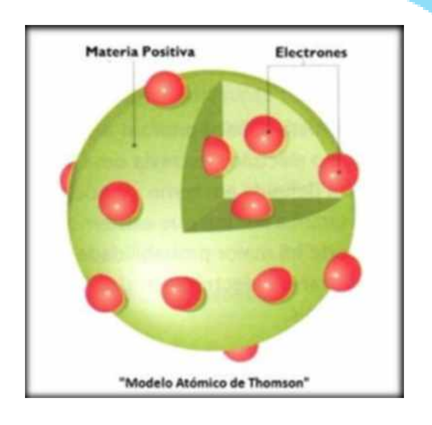






Modelo atómico de Thomson

Considera a los átomos como esferas de carga positiva, distribuidas uniformemente y a los electrones dispersos en ella en número suficiente para neutralizar la carga positiva.

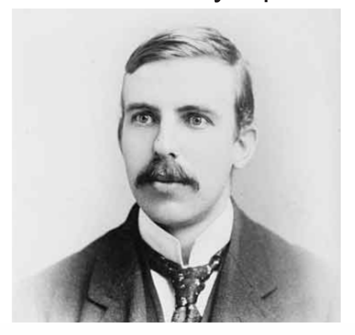


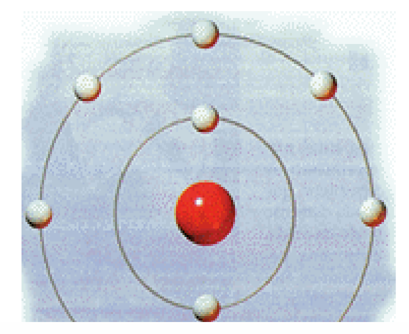


Modelo de Rutherford

Rutherford concluyó de sus experiencias que: existe un núcleo cargado positivamente, en donde se encuentra concentrada la masa. Los electrones giran alrededor del núcleo, en número igual a la carga nuclear.

La carga positiva del núcleo, coincide con el número atómico. Los átomos son en su mayor parte espacio vacío.







Modelo atómico de Böhr:



Su modelo se fundamenta en 4 postulados: los electrones están localizados en órbitas o niveles de energía alrededor del núcleo.

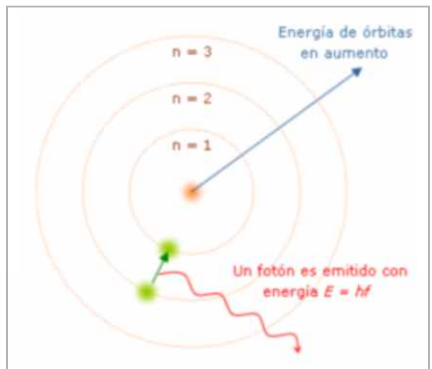
Los electrones de las órbitas más cercanas al núcleo, tienen menor energía que aquellos que están en órbita más alejadas. Cualquier electrón de un átomo, sólo puede tener ciertos valores de energía permitidos.

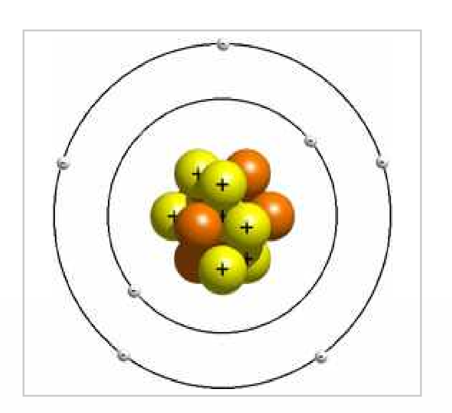
Los electrones pueden moverse de una órbita a otra, para lo cual deben ganar o perder energía.



Modelo atómico de Sommerfeld

Realizó un estudio detallado de los espectros atómicos, descubrió que las líneas de los estados o niveles de energía, están formadas por otras más finas que constituían los subniveles de energía





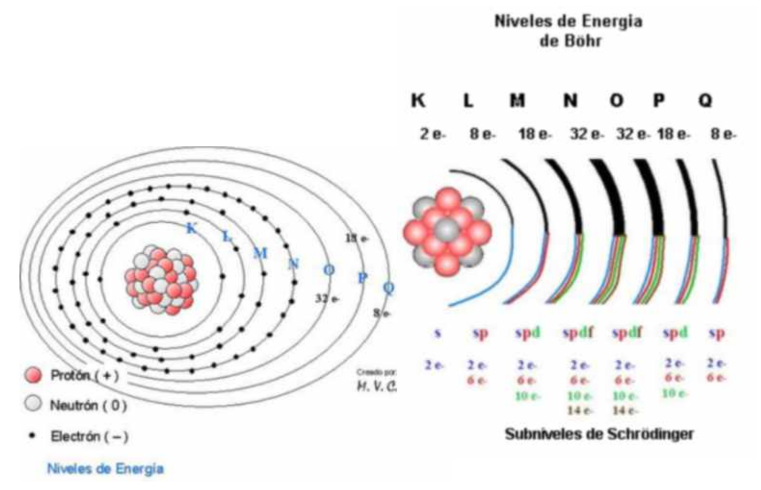




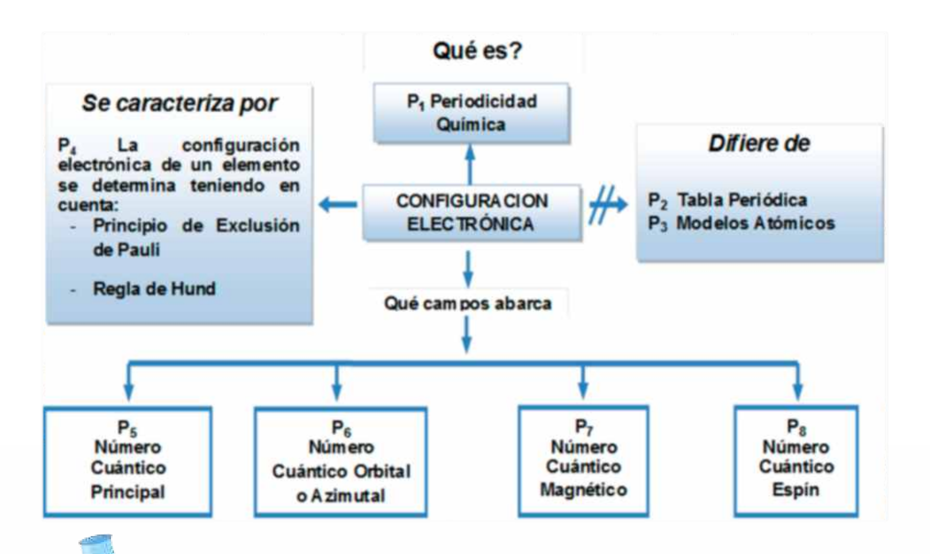


Modelo atómico actual:

Los átomos están formados en su núcleo, por protones, que tienen carga positiva, neutrones que no tienen carga y una periferia de electrones, que tienen carga negativa. Este modelo describe al electrón en términos de cuatro números cuánticos.



3.1 Configuración Electrónica





P_1 La configuración electrónica, hace parte de la **periodicidad química**, porque ambos nos llevan a conocer las propiedades químicas de un elemento.

P_2 La configuración electrónica, difiere de la **tabla periódica**, porque la primera, nos expresa la forma como están orientados los electrones de un átomo en el espacio y la segunda, como están organizados los elementos en la tabla periódica.

P_3 La configuración electrónica por su parte, es diferente a los **modelos atómicos** estudiados, porque en ellos nos hablan de las especulaciones de algunos científicos, acerca de la estructura atómica.

P_4 **La configuración electrónica** de un átomo, está basada fundamentalmente en las siguientes reglas:

a. Los electrones tienden a ocupar orbitales de energía mínima.
b. Principio de exclusión de Pauli-> en un átomo no pueden encontrarse dos electrones con los cuatro números cuánticos idénticos.
c. Regla de Hund Cuando hay disponibles orbitales de energía idénticos los electrones tienden a ocuparlos de uno en uno y no en pares.

P_5 **n= Número Cuántico Principal:**
Determina el nivel de energía principal o capa en donde se encuentra el electrón. Para los elementos que se conocen van de n = 1 hasta n=7; o también llamados K,L,M, N,O,P,Q. Cada nivel tiene un máximo de $2n^2$ electrones.





P_6 **l = Número Cuántico Orbital o Azimutal:** determina el subnivel o capa dentro del nivel principal de energía y la forma geométrica del orbital. Los números cuánticos orbitales se designan por las letras = s, p, d y f. Pueden tener los valores de 0,1,2, 3. . . Para el orbital

s ⟶ e1 = 0
p ⟶ e1 = 1
d ⟶ e1 = 2
f ⟶ e1 = 3

Ejemplo
O Z = 8

$1s^2$ $2s^2$ $2p^4$

n = 2
l = 1

La cantidad de e^- en un subnivel está dado por la expresión 2(2e + 1). Donde e, es el valor del subnivel en números.

P_7 **m = Número Cuántico Magnético:** representa la orientación de los orbitales electrónicos en el espacio.
m = valores de -1 a +1

P_8 **s = Número Cuántico spin:** describe la orientación del giro del electrón, y puede tomar valores de + ½ y -½

Ejemplos
Configuración electrónica.

ORDEN DE LLENADO DE LOS ORBITALES



1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d
6s 6p
7s

$Na^{11} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

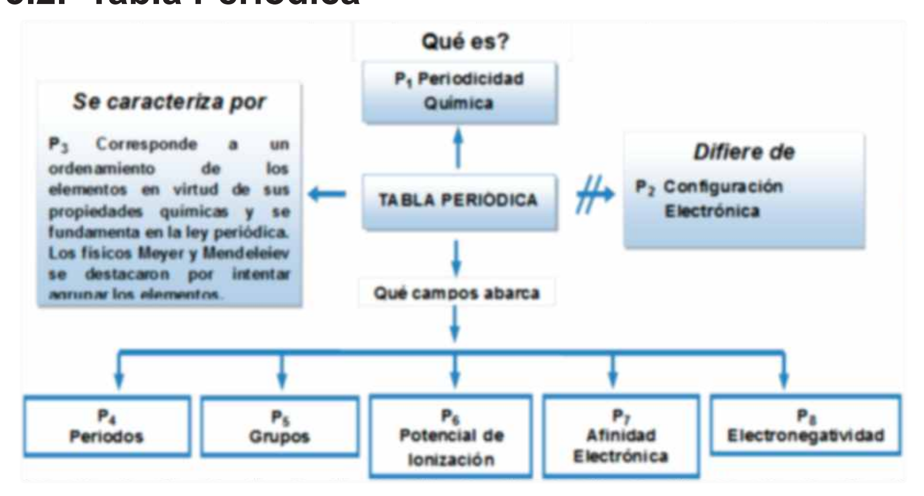
$P^{15} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

$K^{19} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$



VALORES DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS HASTA EL NIVEL 4 DE ENERGÍA					
(n) Nivel de Energía	(l) Subnivel de Energía	(ml) Orientación del Orbital	(ms) Espín o giro del Electron	Electrones totales por subnivel	Electrones totales por nivel
1	1s (0)	0	± ½	2	2
2	2s (0)	0	± ½	2	8
	2p (0)	-1, 0 , 1	± ½ para cada m	6	
3	3s (0)	0	± ½	2	18
	3p (0)	-1, 0 , 1	± ½ para cada m	6	
	3d (0)	-2, -1, 0,+1, +2	± ½ para cada m	10	
4	4s (0)	0	± ½	2	32
	4p (0)	-1, 0 , 1	± ½ para cada m	6	
	4d (0)	-2, -1, 0,+1, +2	± ½ para cada m	10	
	4f (0)	-3, -2, -1, 0,+1, +2 ,+3	± ½ para cada m	14	

3.2. Tabla Periódica



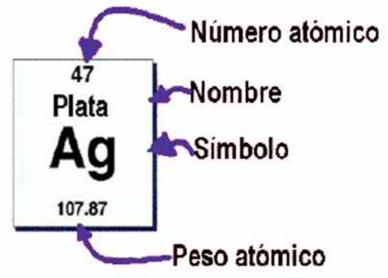
P_1 La tabla periódica se fundamenta básicamente en la **periodicidad química**, porque nos describen propiedades químicas básicas para el estudio de los elementos.

P_2 La tabla periódica difiere de la **configuración electrónica**, ya que la última, nos habla sobre la ubicación de los elementos químicos en la tabla periódica.



P_3 La tabla periódica actual, fue propuesta por Moselev, y se basa en la Ley Periódica, que dice “Las propiedades de los elementos son función de sus números atómicos”. **(Z)**.

Ley periódica
Las propiedades de los elementos son función de sus números atómicos **(Z).**



Estructura general de la tabla periódica:

P_4 **Periodos:** son siete filas o líneas horizontales, el número de cada período indica el número de niveles de energía de cada átomo.

P_5 **Grupos o familias:** son las columnas que aparecen en la tabla, cada miembro de un mismo grupo, tiene el mismo número de electrones en su nivel externo.

Electrones de Valencia: son los electrones que se encuentran en la capa más externa.

Propiedades periódicas de los elementos

P_6 **Potencial de ionización:** es una medida de la energía necesaria para remover un electrón de un átomo neutro.
Átomo Neutro + Energía A^+ + $1e^-$ Ión

Disminuye en la tabla periódica así:
En los períodos de derecha a la izquierda, y en los grupos de arriba hacia abajo.



P_7 **Afinidad electrónica:** es la energía que libera un átomo neutro, cuando se adiciona un electrón.

Átomo Neutro + $1e^{-}$ A^{+} + Energía

Disminuye en la tabla periódica así: en el período de derecha a izquierda, y en el grupo de arriba hacia abajo.

P_8 **Electronegatividad:** es la capacidad de un Átomo, en una molécula para atraer electrones hacia sí mismo.

Disminuye en la tabla periódica así: En los períodos de derecha a izquierda, y en los grupos de arriba hacia abajo

A = Aumenta
D = Disminuye

Electronegatividad	(A)
Carácter no metálico	(A)
Afinidad electrónica	(A)
Energía de ionización	(A)
Carácter metálico	(D)
Radio atómico	(D)

Izquierda → Derecha

Electronegatividad	(A)
Carácter no metálico	(A)
Afinidad electrónica	(A)
Energía de ionización	(A)
Carácter metálico	(D)
Radio atómico	(D)





Ejemplos:

a) Si el litio tiene un Z=3 y el Na tiene un Z=11.
¿Cuál de los dos es más electronegativo?

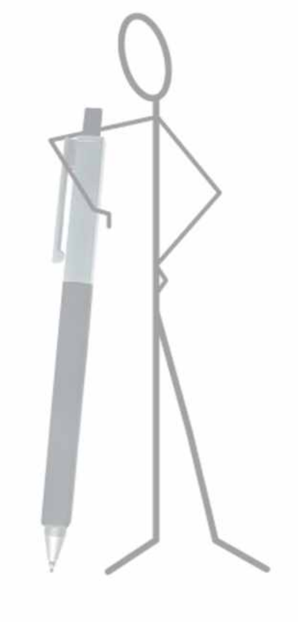
Lo primero que debemos hacer, es la distribución electrónica:
$Li^3 = 1s^2\,\underline{2s}^1$ Periodo 2 Grupo IA
$Na^{11} = 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s}^1$ Periodo 3 Grupo IA

Como pertenecen a un mismo grupo, pero a niveles diferentes, será más electronegativo el Litio, ya que en los grupos la electronegatividad, disminuye de arriba hacia abajo.

b) Si el Flúor tiene Z = 9 y el Cloro tiene Z = 17

¿Cuál de los dos tiene menor afinidad electrónica?
Entonces:
$F = 1s^2\,\underline{2s}^2\underline{2p}^5$ Periodo 2 Grupo VIIA
$Cl = 1s^2\,2s^2 2p^6 \underline{3s}^2\underline{3p}^5$ Periodo 3
Grupo VIIA

Como pertenecen a un mismo grupo y diferente período, tiene más afinidad electrónica el que se encuentra en un nivel mayor, en este caso el Cloro tiene menos afinidad electrónica.





A los primeros 18 elementos de la T.P. se les ha asignado un código, utilizando las letras del alfabeto, pero sin que corresponda a sus símbolos reales. A continuación se dan varias pistas sobre los distintos elementos, con base en las cuales se debe determinar la identidad real de cada uno y ubicarlo en su lugar adecuado en la T.P.

PISTAS:

1. Los siguientes elementos pertenecen al mismo grupo:

G-P; L-Q; J-N-D; E-R; O-H; M-B-F; C-I; A-K

2. El elemento C, tiene 6 electrones en el nivel externo.

3. N, es un gas noble.

4. H, tiene 5 electrones de valencia.

5. E, es un metal alcalino- terreno

6. A , tiene configuració$3s^2$ $3p^2$ en el último nivel energético.

7. B, es un metal alcalino.

8. R, tiene 2 niveles energéticos.

9. L, es un halógeno.





10. I, tiene más protones que C.

11. O, es un gas, con tres niveles de energía.

12. F, no tiene neutrones y su Z=1

13. J, contiene 10 protones.

14. P, posee un electrón menos que A.

15. D, tiene un solo subnivel.

16. Q, presenta el menor peso atómico del grupo.

17. M, tiene los electrones distribuidos en 3 niveles.



Tabla Periódica d

	Alcalinos		Actínidos
	Alcalinotérreos		Metales del bloque p
	Metales de transición		No metales
	Lantánidos		Gases nobles

New / Original	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIIIB
1	1 **H** Hidrógeno 1.00794								
2	3 **Li** Litio 6.941	4 **Be** Berilio 9.012182							
3	11 **Na** Sodio 22.989770	12 **Mg** Magnesio 24.3050							
4	19 **K** Potasio 39.0983	20 **Ca** Calcio 40.078	21 **Sc** Escandio 44.955910	22 **Ti** Titanio 47.867	23 **V** Vanadio 50.9415	24 **Cr** Cromo 51.9961	25 **Mn** Manganeso 54.938049	26 **Fe** Hierro 55.8457	27 **Co** Cobalto 58.933200
5	37 **Rb** Rubidio 85.4678	38 **Sr** Estroncio 87.62	39 **Y** Itrio 88.90585	40 **Zr** Circonio 91.224	41 **Nb** Niobio 92.90638	42 **Mo** Molibdeno 95.94	43 **Tc** Tecnecio (98)	44 **Ru** Rutenio 101.07	45 **Rh** Rodio 102.90550
6	55 **Cs** Cesio 132.90545	56 **Ba** Bario 137.327	57 to 71	72 **Hf** Hafnio 178.49	73 **Ta** Tántalo 180.9479	74 **W** Wolframio 183.84	75 **Re** Renio 186.207	76 **Os** Osmio 190.23	77 **Ir** Iridio 192.217
7	87 **Fr** Francio (223)	88 **Ra** Radio (226)	89 to 103	104 **Rf** Rutherfordio (261)	105 **Db** Dubnio (262)	106 **Sg** Seaborgio (266)	107 **Bh** Bohrio (264)	108 **Hs** Hassio (269)	109 **Mt** Meitnerio (268)

Atomic masses in parentheses are those of the most stable or comm

Design Copyright ©

57 **La** Lantano 138.9055	58 **Ce** Cerio 140.116	59 **Pr** Praseodimio 140.90765	60 **Nd** Neodimio 144.24	61 **Pm** Prometio (145)	62 **Sm** Samario 150.36
89 **Ac** Actinio (227)	90 **Th** Torio 232.0381	91 **Pa** Protactinio 231.03588	92 **U** Uranio 238.02891	93 **Np** Neptunio (237)	94 **Pu** Plutonio (244)

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.







de los Elementos

Solid

Liquid

Gas

Synthetic

10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
								2 **He** Helio 4.002602 (2)	K
			5 **B** Boro 10.811 (2-3)	6 **C** Carbono 12.0107 (2-4)	7 **N** Nitrógeno 14.00674 (2-5)	8 **O** Oxígeno 15.9994 (2-6)	9 **F** Flúor 18.9984032 (2-7)	10 **Ne** Neón 20.1797 (2-8)	K L
			13 **Al** Aluminio 26.981538 (2-8-3)	14 **Si** Silicio 28.0855 (2-8-4)	15 **P** Fósforo 30.973761 (2-8-5)	16 **S** Azufre 32.066 (2-8-6)	17 **Cl** Cloro 35.453 (2-8-7)	18 **Ar** Argón 39.948 (2-8-8)	K L M
28 **Ni** Níquel 58.6934 (2-8-16-2)	29 **Cu** Cobre 63.546 (2-8-18-1)	30 **Zn** Zinc 65.409 (2-8-18-2)	31 **Ga** Galio 69.723 (2-8-18-3)	32 **Ge** Germanio 72.64 (2-8-18-4)	33 **As** Arsénico 74.92160 (2-8-18-5)	34 **Se** Selenio 78.96 (2-8-18-6)	35 **Br** Bromo 79.904 (2-8-18-7)	36 **Kr** Kriptón 83.798 (2-8-18-8)	K L M N
46 **Pd** Paladio 106.42 (2-8-18-18-0)	47 **Ag** Plata 107.8682 (2-8-18-18-1)	48 **Cd** Cadmio 112.411 (2-8-18-18-2)	49 **In** Indio 114.818 (2-8-18-18-3)	50 **Sn** Estaño 118.710 (2-8-18-18-4)	51 **Sb** Antimonio 121.760 (2-8-18-18-5)	52 **Te** Teluro 127.60 (2-8-18-18-6)	53 **I** Yodo 126.90447 (2-8-18-18-7)	54 **Xe** Xenón 131.293 (2-8-18-18-8)	K L M N O
78 **Pt** Platino 195.078 (2-8-18-32-17-1)	79 **Au** Oro 196.96655 (2-8-18-32-18-1)	80 **Hg** Mercurio 200.59 (2-8-18-32-18-2)	81 **Tl** Talio 204.3833 (2-8-18-32-18-3)	82 **Pb** Plomo 207.2 (2-8-18-32-18-4)	83 **Bi** Bismuto 208.98038 (2-8-18-32-18-5)	84 **Po** Polonio (209) (2-8-18-32-18-6)	85 **At** Astato (210) (2-8-18-32-18-7)	86 **Rn** Radón (222) (2-8-18-32-18-8)	K L M N O P
110 **Ds** Darmstadtio (271) (2-8-18-32-32-17-1)	111 **Rg** Roentgenio (272) (2-8-18-32-32-18-1)	112 **Uub** Ununbio (285) (2-8-18-32-32-18-2)	113 **Uut** Ununtrio (284)	114 **Uuq** Ununquadio (289)	115 **Uup** Ununpentio (288)	116 **Uuh** Ununhexio (292)	117 **Uus** Ununseptio	118 **Uuo** Ununoctio	K L M N O P Q

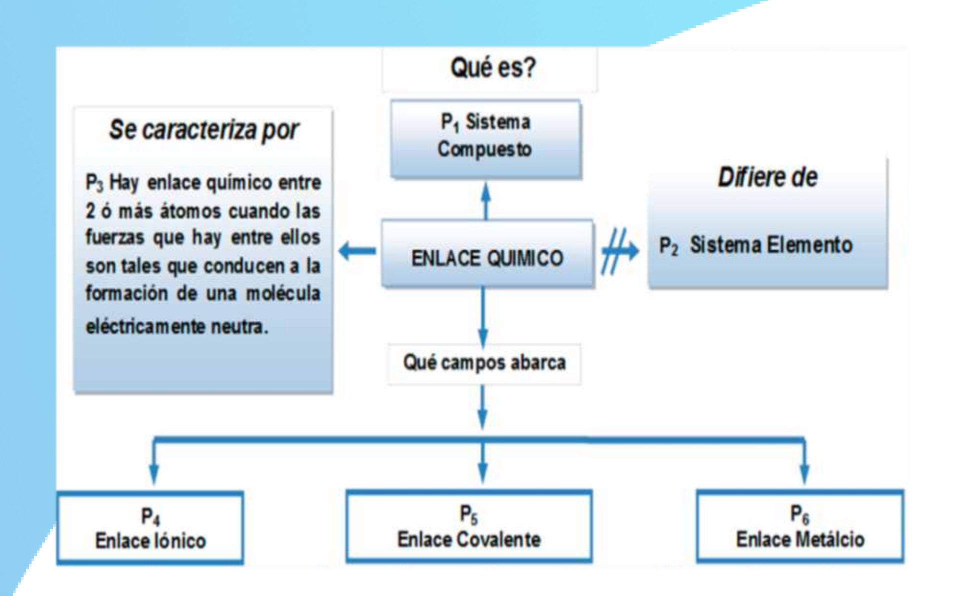
on isotope.

97 Michael Dayah (michael@dayah.com). http://www.dayah.com/periodic/

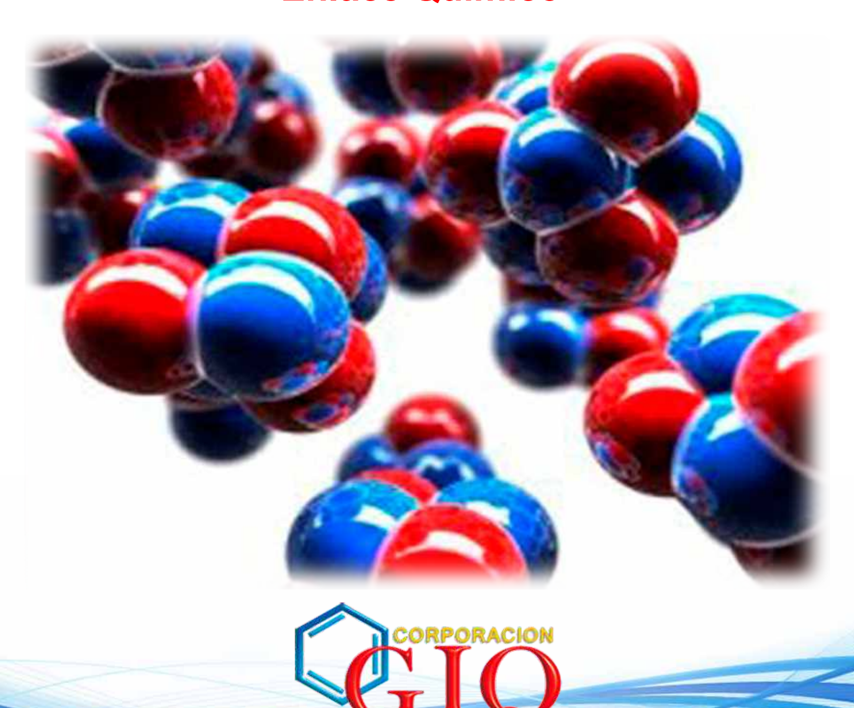
63 **Eu** Europio 151.964 (2-8-18-25-8-2)	64 **Gd** Gadolinio 157.25 (2-8-18-25-9-2)	65 **Tb** Terbio 158.92534 (2-8-18-27-8-2)	66 **Dy** Disprosio 162.500 (2-8-18-28-8-2)	67 **Ho** Holmio 164.93032 (2-8-18-29-8-2)	68 **Er** Erbio 167.259 (2-8-18-30-8-2)	69 **Tm** Tulio 168.93421 (2-8-18-31-8-2)	70 **Yb** Iterbio 173.04 (2-8-18-32-8-2)	71 **Lu** Lutecio 174.967 (2-8-18-32-9-2)
95 **Am** Americio (243) (2-8-18-32-25-8-2)	96 **Cm** Curio (247) (2-8-18-32-25-9-2)	97 **Bk** Berkelio (247) (2-8-18-32-27-8-2)	98 **Cf** Californio (251) (2-8-18-32-28-8-2)	99 **Es** Einstenio (252) (2-8-18-32-29-8-2)	100 **Fm** Fermio (257) (2-8-18-32-30-8-2)	101 **Md** Mendelevio (258) (2-8-18-32-31-8-2)	102 **No** Nobelio (259) (2-8-18-32-32-8-2)	103 **Lr** Lawrencio (262) (2-8-18-32-32-9-2)



3.3 Enlace Químico



Enlace Quimico



CORPORACION GIQ





P_1 El enlace químico, contribuye a la formación de un sistema compuesto.

P_2 El enlace químico, no hace parte del sistema elemento, por cuanto éste participa en la formación de un sistema compuesto.

P_3 El enlace químico, es fundamental para la formación del sistema compuesto.

P_4 Enlace Iónico o Electrovalente: es la transferencia de electrones de la capa externa de un átomo, a la capa externa del otro. Cuando la diferencia de electronegatividades entre los átomos constituyentes, es mayor de 1.7, el enlace es iónico.

Ejemplos

a) F Z = 9 y el Na Z = 11

F: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
Na: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

El Na transfiere el e^- $3s^1$ al orbital 2p del F y sus configuraciones quedan:

$F^-\ 1s^2 2s^2 2p^6$ (Anión = ganó 1e^-)
$Na^+\ 1s^2 2s^2 2p^6$ (Catión=perdió 1e^-)

Entonces $F^- + Na^+$ NaF (Fluoruro de Sodio)





b) Ca Z=20 Cl Z=17

Ca: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 3p^6 4s^2$

Cl: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^2 3p^5$

Cl: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^2 3p^5$

El Calcio transfiere los $2e^- 4s^2$ a cada orbital 3p de Cloro; quedando así sus configuraciones:

Ca: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Cl: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Cl: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Entonces $2Cl^- + Ca^{++}$®$CaCl_2$ Cloruro de Calcio

P_5 Enlace Covalente**:** es la unión de dos o más átomos compartiendo uno o más pares de electrones. Este tipo de enlace, se presenta cuando la diferencia de electronegatividades es menor de 1.7.

Tipos de enlace covalente:

Enlace Covalente Simple o de $2e^-$: en este se comparte un sólo par de electrones.

Este tipo de enlace ocurre especialmente en la unión de un no metal, consigo mismo o con otro no metal diferente.







Ejemplos:

a) H x x H   H – H → H_2

b) F x F   F – F → F_2

Enlace Covalente Doble o de 4 e$^-$: en este se comparten dos pares de electrones de valencia.

a.) O O   O = O O_2

b.) S O   S = O   S O

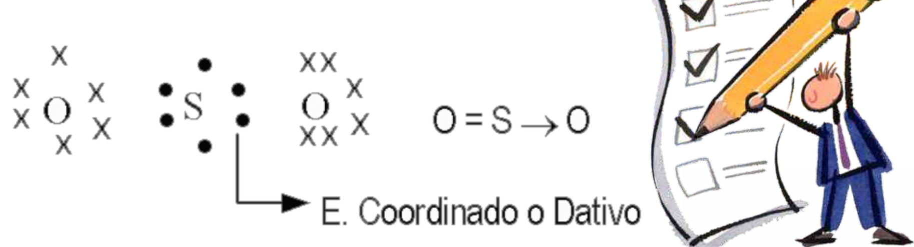
Enlace Covalente Triple o de 6 e$^-$: en este se comparten tres pares de electrones de valencia.

Ejemplo:

N N   N ≡ N N_2

Enlace Covalente Coordinado: es cuando un átomo aporta un par de electrones y el otro no aporta electrones.

Ejemplo: En la molécula SO_2





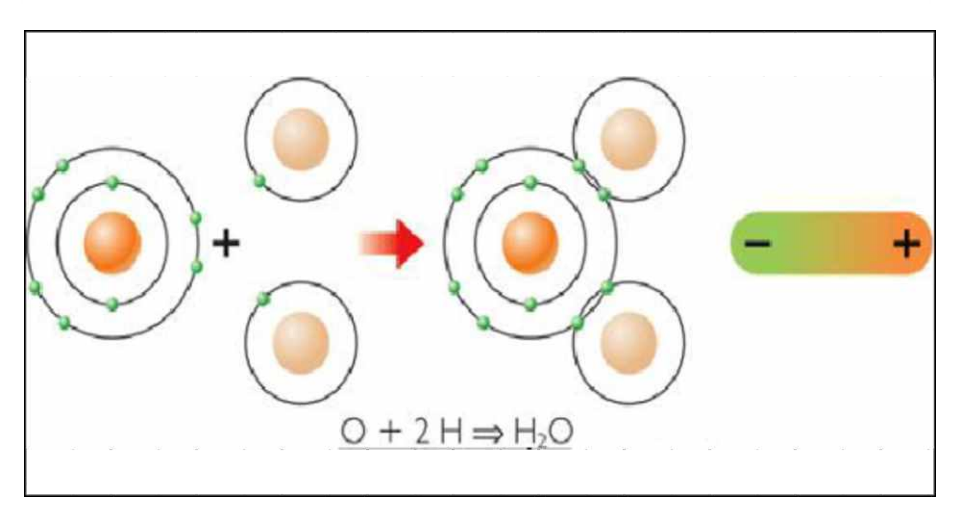
POLARIDAD DE ENLACES

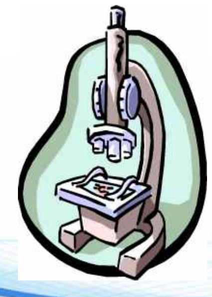
Teniendo en cuenta la diferencia de electroactividad de 2 átomos, que conforman una molécula se puede afirmar que:

-Si la diferencia de electronegatividad, es menor que 1,7 enlace será covalente apolar.
- Si la diferencia de electronegatividad es igual a cero, el enlace será covalente apolar.

El enlace iónico se identifica teniendo en cuenta que la diferencia de electronegatividad debe ser mayor que 1,7.

ENLACE	ELECTRONEGATIVIDAD	DIFERENCIA	CARACTERISTICA
Na-Cl	0.9 3.0	2.1	Iónico
H - Cl	2.1 3.0	0.9	Polar
Cl- Cl	3.0 3.0	0	Apolar











POLARIDAD DE ENLACES

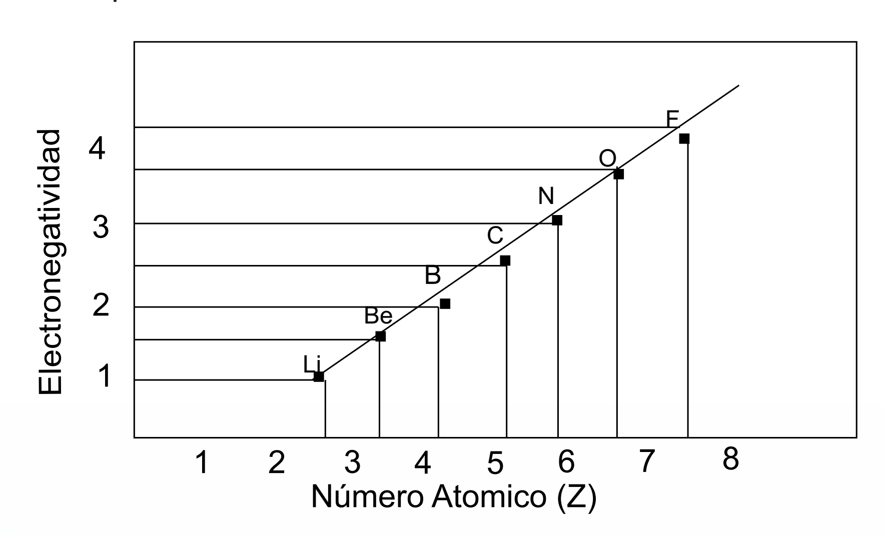
Teniendo en cuenta la diferencia de electroactividad de 2 átomos que conforman una molécula se puede afirmar que:

- Si la diferencia de electronegatividad, es menor que 1,7 enlace será covalente apolar.
- Si la diferencia de electronegatividad, es igual a cero, el enlace será covalente apolar.

El enlace iónico, se identifica teniendo en cuenta que la diferencia de electronegatividad debe ser mayor que 1,7.

ENLACE	ELECTRONEGATIVIDAD		DIFERENCIA	CARACTERISTICA
Na-Cl	0.9	3.0	2.1	Iónico
H-Cl	2.1	3.0	0.9	Polar
Cl-Cl	3.0	3.0	0	Apolar

1. De acuerdo con el siguiente cuadro, el compuesto más apolar sería entre:





A. Cloro e Hidrogeno
B. Sodio y Cloro
C. Cloro y Oxigeno
D. Sodio y Bromo

2. Es una propiedad de la molécula de agua por su covalente polar:

A. Es buen conductor de calor
B. Disuelve todos los compuestos químicos
C. Es una molécula angular
D. No disuelve los compuestos iónicos

3. Si se tiene la siguiente gráfica de variación de electronegatividad, para los elementos del 1º nivel o 1º período.

H	Na	Cl	O	Br	elemento
2,1	0,9	3,0	3,5	2,8	electronegatividad

El compuesto más iónico será:

A. BeO
B. CO_2
C. LiF
D. F_2

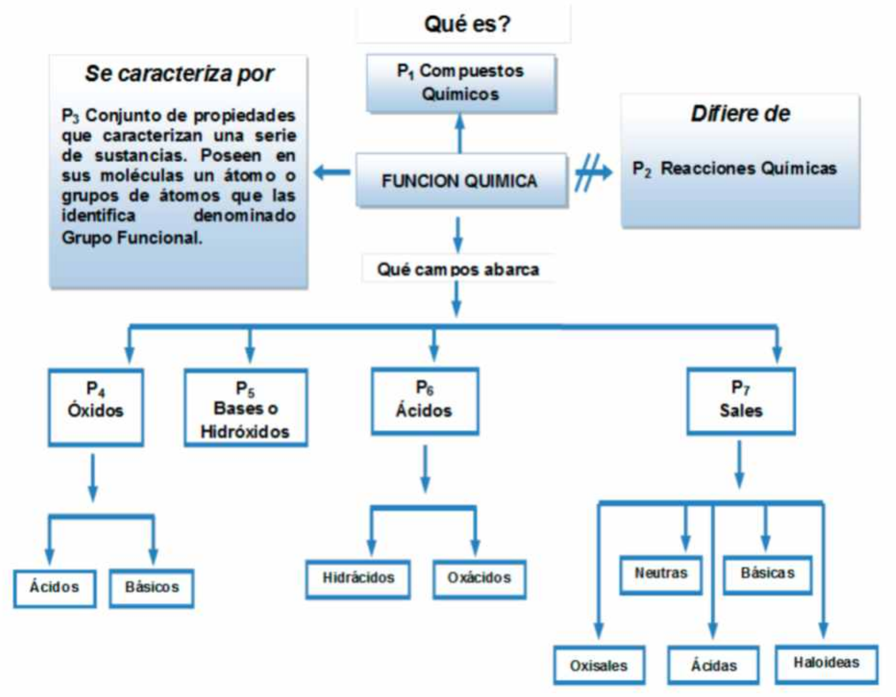






UNIDAD 2

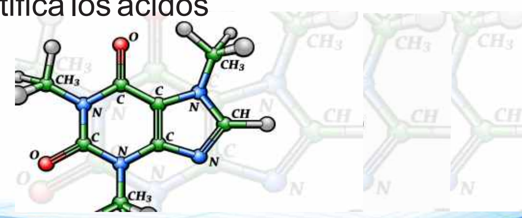
1. FUNCION QUIMICA



P_1 La función química corresponde a un grupo de **compuestos químicos,** que presentan similitudes en su composición o en sus propiedades.

La función química, presenta un grupo funcional, el cual corresponde al átomo o grupos de átomos, que caracterizan dicha función química.

Los grupos funcionales más importantes son:
Grupo funcional (OH) -> Identifica las bases
Grupo funcional (H) -> Identifica los ácidos





P_2 La función química, se diferencia de las **reacciones químicas,** en que las primeras, son propiedades que caracterizan a una sustancia y en las reacciones químicas unas sustancias llamadas reactivos, se transforman en otras llamadas productos.

P_3 La **función química** nos permite diferenciar una sustancia de otra. Se divide en: Óxidos, ácidos, bases y sales.

P_4- **Óxidos:** son combinaciones de un elemento con el oxígeno. Se agrupan en dos clases: óxidos ácidos y óxidos básicos.

Óxidos ácidos: resultan de la unión del oxígeno con un no metal. Estos óxidos al reaccionar con agua, nos producen ácidos.

Ejemplos:

a) $C + O_2$ CO_2 Dióxido de Carbono
b) No metal + oxígeno Óxido ácido
c) NO Monóxido de Nitrógeno
d) SO_3 Trióxido de Azufre
e) P_2O_3 Trióxido de Difósforo

Óxidos Básicos: resultan de la unión del oxígeno con un metal. Estos óxidos básicos, al reaccionar con agua, producen bases.

Ejemplos:

K_2O = Óxido de Potasio
FeO = Oxido de Hierro (II)
CaO = Óxido de Calcio
ZnO = Óxido de zinc









Nomenclatura de los óxidos básicos

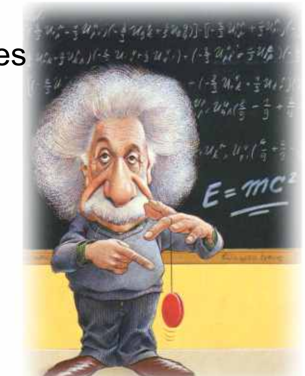
Existen 2 de uso común: Sistematica y Tradicional

Nomenclatura Stock: consiste en mencionar el óxido del elemento correspondiente, indicando entre paréntesis con números romanos el grado de oxidación del elemento.

Ejemplos: Nomenglatura Stock

Cu_2O = Óxido de Cobre (I)
Cl_2O_5 = Óxido de Cloro (V)
Cr_2O_3 = Óxido de Cromo (III)
PbO_2 = Óxido de Plomo (IV)

Sistemático: se usan prefijos cuantitativos, que indican cantidades de elementos.



Ejemplos: Sistematica

CuO = Óxido de cobre
Cl_2O_5 = Pentóxido de Dicloro
Cr_2O_3 = Dióxido de Cromo
PbO_2 = Dióxido de Plomo
NO = Monóxido de Nitrógeno

Nomenclatura Tradicional o Común:

Lo primero que debe hacerse, es identificar los posibles números de oxidación para el metal.

Para dos # de oxidación, la terminación será:

OSO	Para el menor número de oxidación
ICO	Para el mayor número de oxidación



Para tres # de oxidación

HIPO	OSO	Para el # de oxidación menor
	OSO	Para el # de oxidación medio
	ICO	Para el # de oxidación mayor

Para cuatro # de oxidación

HIPO	OSO	Para el # de oxidación menor
	OSO	Para el segundo # de oxidación
	ICO	Para el tercer # de oxidación
PER	ICO	Para el # de oxidación mayor

Ejemplos:

a)Cu_2O Cu_2 O^{-2} Óxido Cuproso
CuO Cu^{+2} O^{-2} Óxido Cúprico

b)SO S^{+2} O^{-2}Oxido Hiposulfuroso
SO_2 S^{+4} O_2^{-2}Óxido Sulfuroso
SO_3 S^{+6} O_3^{-2} Óxido Sulfúrico

c)$Cl_2O$$Cl_2^{+1}$ O^{-2}Óxido Hipocloroso
Cl_2O_3 Cl_2^{+3} O_3^{-2} Óxido Cloroso
Cl_2O_5 Cl_2^{+5} O_5^{-2} Óxido Clórico
Cl_2O_7 Cl_2^{+7} O_7^{-2}Óxido Perclórico

Ejemplos:

Al_2O_3 = Óxido de Aluminio, es insoluble en agua, pero soluble en ácidos y bases fuertes.
Otros ejemplos:
ZnO; Sb_2O_3 ; As_2O_3





P_5 **Bases o Hidróxidos:** resultan de la combinación de un óxido básico con el agua.

Ejemplos:

a) $K_2O + H_2O$ 2KOH Hidróxido de Potasio.

b) $Fe_2O_3 + 3H_2O$ $2Fe(OH)_3$ Hidróxido Férrico.

Los hidróxidos, están formados por unión metálico y el grupo OH^- (hidroxilo), anión negativo con número de oxidación (-1).

Los hidróxidos, se nombran con la nomenclatura de Stock y la nomenclatura común:$Cr(OH)_3$

Hidróxido de Cr (III): Stock.
Hidróxido crómico: común.

P_6 **Ácidos:** son sustancias que ceden protones (H^+), en medio acuoso, enrojecen el papel tornasol azul, presentan sabor agrio y un PH inferior a 7. Se agrupan en dos clases:

-Hidrácidos: son ácidos que resultan de la combinación del hidrógeno, con un no metal de los grupos VIA y VIIA. En ellos el hidrógeno, trabaja con No. de oxidación +1.

En su nomenclatura, se coloca primero el nombre del no metal, con la terminación uro, seguido del nombre del elemento hidrógeno.

a. $H_2 + Cl_2$2HCl Cloruro de hidrógeno
b. H_2 + Se H_2Se Seleniuro de hidrógeno

Estos compuestos son muy solubles en agua y forman en ella soluciones con propiedades ácidas, por lo cual también se les puede nombrar, anteponiendo la palabra ácido y adicionando al no metal la terminación hídrico.

HBr Ácido bromhídrico
H_2S Ácido sulfhídrico



- **Oxácidos:** además de ser combinaciones de hidrógeno con no metales, contienen en sus moléculas oxígeno. Resultan de la combinación de óxidos ácidos, con agua. Su fórmula general es $H_xE_yO_z$. En donde E, es el no metal.

Ejemplos:

a) $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
b) $N_2O_5 + H_2O \rightarrow HNO_3$

Los ácidos oxácidos, se nombran con la palabra genérico ácido, seguida del nombre del no metal, con la terminación oso para los de menor número de oxidación, e ico para los de mayor número de oxidación.

Ejemplos:

a) HNO_2 Ácido Nitroso
b) HNO_3 Ácido Nítrico
c) H_2CO_3 Ácido Carbónico

P_7 **Sales**: son sustancias iónicas, formadas por un anión y un catión diferente de H^+, OH^-. Resultan de la combinación de un ácido con una base.

Ejemplos

a) KOH + HClKCl + H_2O Cloruro de K
b) NaOH + HNO_2NaNO_2 + H_2O Nitrito de Na
c) Ca(OH)+$H_2SO_4CaSO_4$ +$2H_2O$ Sulfato de Ca








Las sales se clasifican en sales haloideas, si provienen de la reacción de un hidrácido con una base. Y sales oxisales, si resultan de la combinación de un oxácido con una base.

El nombre de las sales depende del ácido que las forma, según procedan de aniones sencillos F^-, Cl^-, Br^-, I^-, o aniones de los ácidos oxácidos ClO^-, NO_3^-, $SO_4^=$ etc.

Si proceden de ácidos terminados en hídrico (hidrácidos), se nombran con la raíz del nombre del no metal con la terminación uro más el nombre del metal correspondiente.

Acidos		Sales	
Prefijos	**Terminación**	**Prefijo**	**Terminación**
hipo	oso	hipo	ito
	oso		ito
	icò		ato
per	ico	per	ato

Para Recordar:

Cuando el oso toca el pito	NaOH	+	$HClO_2$ Ácido Cloroso	→	$NaClO_2$ Clorito de Sodio	+	H_2O
Sale el mico con el gato y	$Ca(OH)_2$	+	H_2SO_4 Ácido Sulfurico	→	$CaSO_4$ Sulfato de Calcio	+	H_2O
Don hídrico con don canguroKOH	KOH	+	HCl Ácido clorhídrico	→	KCl Cloruro de Potasio	+	H_2O





Ejemplos:

a) NaCl Cloruro de Na
b) CuI Yoduro de Cu (I)
c) FeF_3 Fluoruro Férrico

Las sales que proceden de ácidos, cuya terminación es oso, cambian la terminación por ito, los ácidos terminados en ico, producen sales terminados en ato, acompañados del nombre del metal.

Ejemplos:

a) NaClO Hipoclorito de sodio
b) $KClO_3$ Clorato de Potasio
c) $CaSO_3$ Sulfito de Calcio

Sales Neutras: cuando todos los hidrógenos del ácido han sido reemplazados por metales.

Ejemplos:

a) $CaCl_2$ Cloruro de Ca
b) $FePO_4$ Fosfato férrico
c) $KClO_4$ Perclorato de Potasio
d) $NaKSO_4$ Sulfato de Sodio y Potasio
e) $CaOHNO_3$ Nitrato básico de Calcio

Sales Ácidas: contienen hidrógeno en sus moléculas, pues el metal no ha reemplazado todos los hidrógenos del ácido.

Ejemplos:

a) NaHS Sulfuro ácido de sodio (hidrógeno-sulfuro de sodio)
b) $KHSO_4$ Sulfato ácido de potasio
c) KH_2PO_4 Fosfato diácido de potasio







Sales Básicas: son aquellas en que se han reemplazado parcialmente los iones hidroxilos de una base, por no metal o ión negativo.

Ejemplos:

a) ZnOHCl, Cloruro básico de Zinc (hidroxicloruro de Zinc)
b) $MgOHNO_3$ Nitrato básico de Mg (hidroxinitrato de magnesio)

Sales mixtas o dobles: son aquellas en las que los hidrógenos de un ácido, han sido reemplazados por 2 metales diferentes.

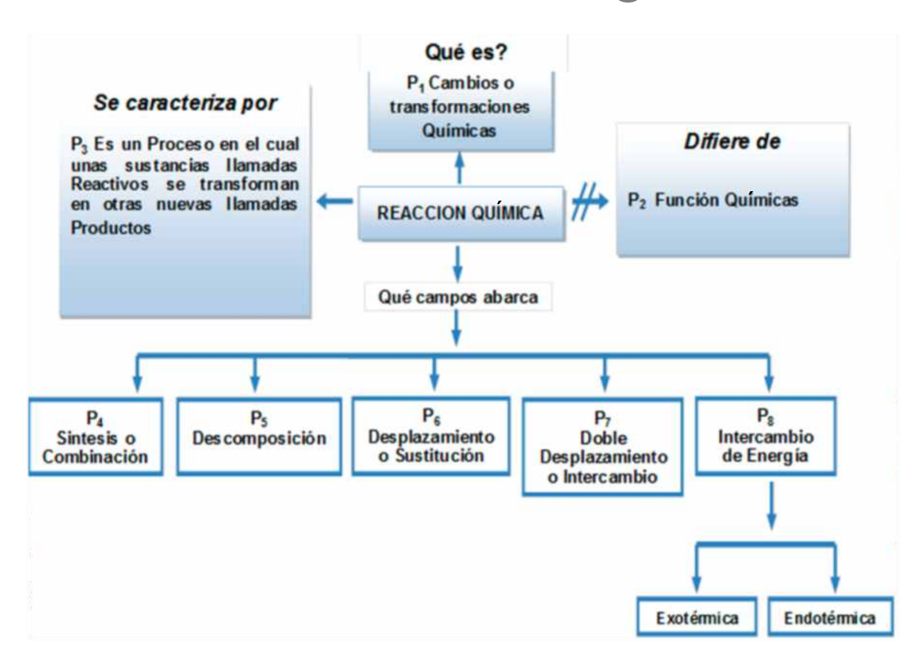
Ejemplos:

a) $KNaSO_4$ Sulfato de sodio y potasio
b) NH_4MgPO_4 Fosfato de Mg y amonio





2. REACCIONES QUÍMICAS









P_1 Una reacción química, es una **transformación química**, en la cual se presenta un reacomodo de los átomos de las sustancias reaccionantes, para formar unas nuevas sustancias o productos. Una reacción química se representa mediante una ecuación química, en la cual se utilizan los símbolos y las fórmulas de los compuestos, para mostrar lo que sucede durante la reacción.

P_2 Una reacción, se diferencia de una **función química** en que la primera es una transformación química de una sustancia, mientras que la última, es un conjunto de propiedades que diferencian una sustancia de otra.

P_3 La reacción química se caracteriza por:
- Un cambio de las propiedades de los reaccionantes.
- Una variación de energía durante todo el proceso de la reacción.
- Rompimiento de enlaces de los reaccionantes.

P_4 **Síntesis o Combinación:** son aquellas en las cuales dos o más sustancias se combinan para formar una nueva.

A + B C

Ejemplos:

a) $2Ca_{(s)}$ + $O_{2(g)}$ $2CaO_{(s)}$
Calcio Oxígeno Óxido de calcio

b) $SO_{3(g)}$ + $H_2O_{(l)}$ $H_2SO_{4(L)}$
Trióxido de Azufre Agua Ácido Sulfúrico

c) $2\,Mg_{(s)}$ + $O_{2(g)}$ $2MgO_{(s)}$
Magnesio Oxígeno Oxido de Magnesio





P_5 **Descomposición:** en estas reacciones, una sustancia se descompone en sustancias más simples. Su ecuación general:

C A + B

Ejemplos:

a) $2\,H_2O_{(l)}$ $2\,H_{2(g)}$ + $O_{2(g)}$
Agua Hidrógeno Oxígeno

b) $2\,KClO_{3(s)}$ $2\,KCl_{(s)}$ + $3O_{2(g)}$
Clorato de Potasio Cloruro de Potasio

c) $CaCO_{3(s)}$ $CaO_{(s)}$ + $CO_{2(g)}$
Carbonato de calcio Oxido de Calcio Gas Carbónico

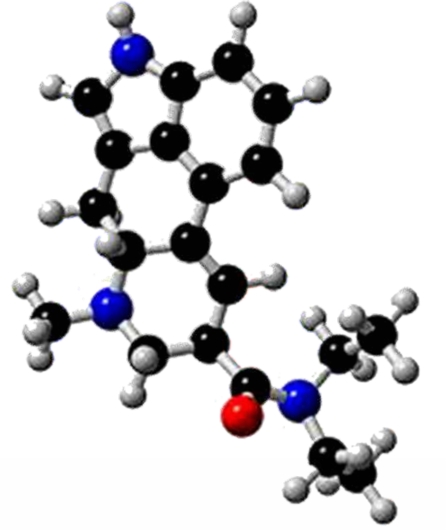
P_6 **Desplazamiento o sustitución:** en este tipo de reacciones, un elemento desplaza a otro de un compuesto. Comúnmente ocurren en solución acuosa. Su ecuación: A + BD AD + B

Ejemplo:

a) $O_{2(g)}$ + $HgS_{(S)}$ $SO_{2(g)}$ + $Hg_{(l)}$
Oxígeno Sulfuro de Mercurio Dióx. de Azufre Mercurio

b) $Fe_{(s)}$ + $CuSO_{4(aq)}$ $Cu_{(s)}$ + $FeSO_{4(aq)}$
Hierro Sulfato Cúprico Cobre Sulfato Ferroso

c) $Zn_{(s)}$ + $2HCl_{(aq)}$ $ZnCl_{2(aq)}$ + $H_{2(g)}$
Zinc Acido Clorhídrico Cloruro de Zinc Hidrógeno









P_7 – **Reacciones de doble desplazamiento o de intercambio:** en estas reacciones dos compuestos intercambian sus iones. Su ecuación general

AB + DE AE + BD

Ejemplos:

a) HCl + NaOHNaCl+ H_2O
ÁcidoHidróxido Cloruro Agua
Clorhídrico de Sodio de Sodio

b) $KCl_{(aq)}$+$AgNO_{3(aq)}$$AgCl_{(s)}$+$KNO_{3(aq)}$
Cloruro Nitrato Cloruro Nitrato de
de Potasio de Plata de Plata Potasio

c) $KI_{(aq)}$+$PbCrO_{4(aq)}$$K_2CrO_{4(aq)}$+$PbI_{2(s)}$
Yoduro CromatoCromato Yoduro
Potasio Plumboso de Potasio Plumboso

P_8 **Reacciones según el intercambio del calor**

- Reacciones Exotérmicas: aquellas que se efectúan con desprendimiento de calor. (Energía Calórica).

Ejemplos:
a) 2 Mg + O_2 2 Mg O + calor
b) Zn + 2HCl Zn Cl_2 + H_2 + calor

- Reacciones Endotérmicas: son aquellas reacciones en las cuales hay absorción de calor:

Ejemplos:
a) I_2 + H_2 + calor 2 H
b) 2 H_2O + calor 2 H_2 + O_2



Ecuaciones químicas

Una ecuación química, es una representación corta y precisa de un cambio o reacción química. También indica las proporciones relativas de los reaccionantes y de los productos.

Cuando se escribe una ecuación química, ésta debe obedecer la ley de conservación de la masa, la cual afirma que la materia no se puede crear ni destruir, es decir, el número de átomos de cada elemento que se encuentra en una ecuación, debe ser el mismo al lado izquierdo, que al lado derecho de la flecha, es decir, la ecuación debe estar balanceada.

Equilibrio de una ecuación química (balanceo)

Método de ensayo y error o simple inspección - tanteo

Balancear una ecuación, es realmente un procedimiento de ensayo o de error. Los pasos siguientes son de gran utilidad para seguir este método.

- Se escriben las fórmulas correctas de los reactivos y los productos
- Se balancean los metales
- Se balancean los no metales
- Se balancea el hidrógeno
- Se balancea el oxígeno







Ejemplos:

Consideramos la Reacción del Nitrógeno con el Hidrógeno, para formar amoníaco.

Solución:

a) Se identifican las fórmulas moleculares correctas y se designa su estado físico:

Nitrógeno = $N_{2(g)}$
Hidrógeno = $H_{2(g)}$
Amoniaco = $NH_{3(g)}$

b)Se identifican las fórmulas de los reactivos (ubicados a la izquierda) y los productos (ubicados a la derecha).

$$\mathbf{H_{2(g)} + N_{2(g)} \quad NH_{3(g)}}$$

c) Ahora debemos balancear la ecuación. Iniciamos con el N, que es no metal. Si lo observamos a la izquierda, hay un átomo más que a la derecha. Luego multiplicamos a la derecha por 2. Así:

$$\mathbf{H_{2\,(g)} + N_{2\,(g)}\,\underline{2}\ NH_{3\,(g)}}$$

d) Ahora tenemos equilibrados los átomos de Nitrógeno, y proseguimos con el Hidrógeno. A la derecha de la ecuación tenemos 6 átomos de Hidrógeno y a la izquierda solamente 2, entonces debemos multiplicar por 3 al lado izquierdo para equilibrar.

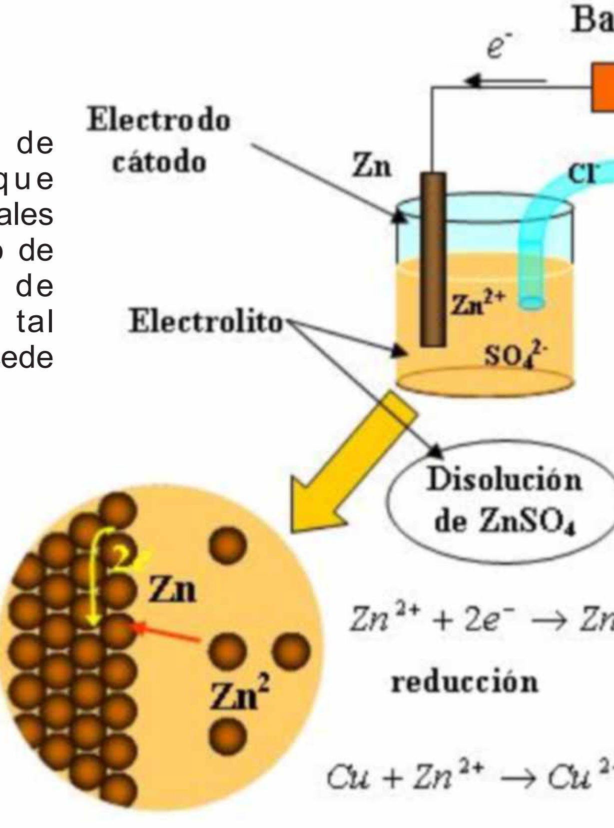
$$\mathbf{3H_{2(g)} + N_{2(g)} \quad 2NH_{3(g)}}$$

e) La ecuación ha quedado equilibrada





Se emplea en el balance de ecuaciones químicas, que presentan moléculas en las cuales existen átomos, cuyo número de oxidación varía al pasar de reactivos a productos, de tal manera que una molécula cede electrones y otra los recibe.

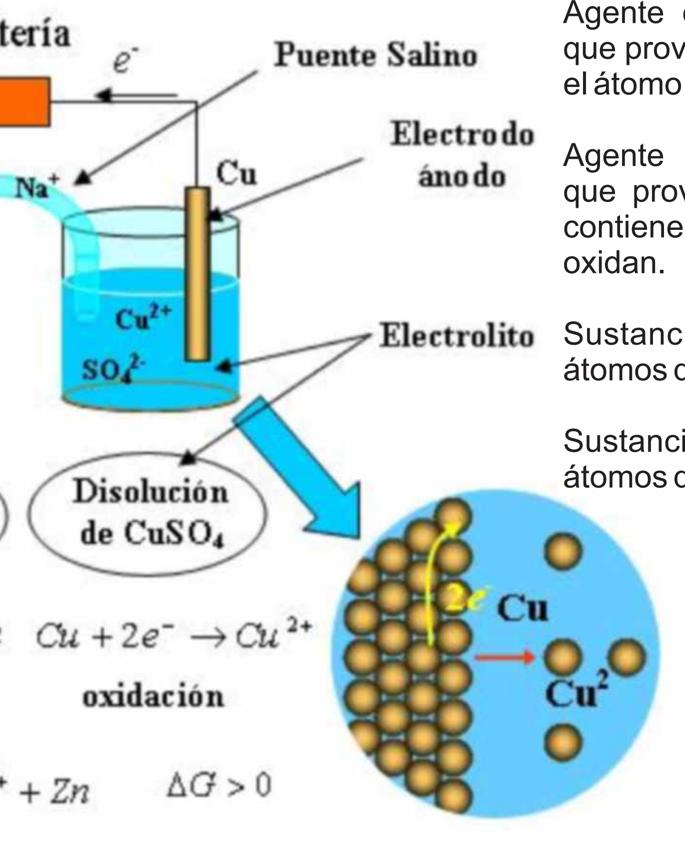


Oxidación: implica pérdida de electrones, lo que trae consigo, aumento en el número de oxidación, porque la disminución de cargas negativas (e^-), implica aumento de cargas positivas.

Reducción: es todo proceso que implica ganancia de electrones, o disminución en el número de oxidación.







Agente oxidante: es la sustancia que provoca la oxidación. Contiene el átomo o átomos que se reducen.

Agente reductor: es la sustancia que provoca la reducción, o sea, contiene el átomo o átomos que se oxidan.

Sustancia oxidada: contiene los átomos que se oxidan.

Sustancia reducida: contiene los átomos que se reducen.

Pasos para determinar el balance de ecuaciones por Redox

Paso 1 Se escribe la ecuación del proceso
$PbO_2 + Hcl \supset PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$

Paso 2 Determinar los números de oxidación de todos los átomos

+4 -2 +1 -1 +2 -1 0 +1 -2
$PbO_2 + Hcl \supset PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$



Paso 3 Asignar los números de oxidación, sólo aquellos que cambian de los reaccionantes a productos.

+4 -1 +2 0

$PbO_2 + Hcl \supset PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$

Paso 4 Calcular el cambio de electrones por cada átomo y por todos los átomos de la molécula.

+4 -1 +2 0

$PbO_2 +$ $Hcl \supset$ $PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$

↑↓

gano 2e cedió 2e

Paso 5 Multiplicar dichos números de e, por factores que hagan igual el total de e cedidos y el ganado.

+4 +2 0

PbO_2 +HCl®$PbCl_2$ +Cl_2 + H_2O

↑2 1

Factores de <u>(1) (2)</u>

multiplicación 2 2

Paso 6 Asignar como coeficientes de las moléculas afectadas, los factores obtenidos en el paso anterior.

$1\,PbO_2 + 2HCl \supset$ $PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$

Paso 7 Terminar el balance por tanteo.

$PbO_2 + 2x2HCl \supset PbCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$







3. ESTEQUIOMETRÍA

Qué es?

Se caracteriza por

P_2La estequiometria se basa en las Reacciones de masa y ol de las sustancias que intervienen en una reacción química.

P_1 Reacciones Químicas

ESTEQUIOMETRÍA

Qué campos abarca

P_4 Cálculos mol - mol

P_5 Cálculo masa - masa

P_6 Cálculos masa mol

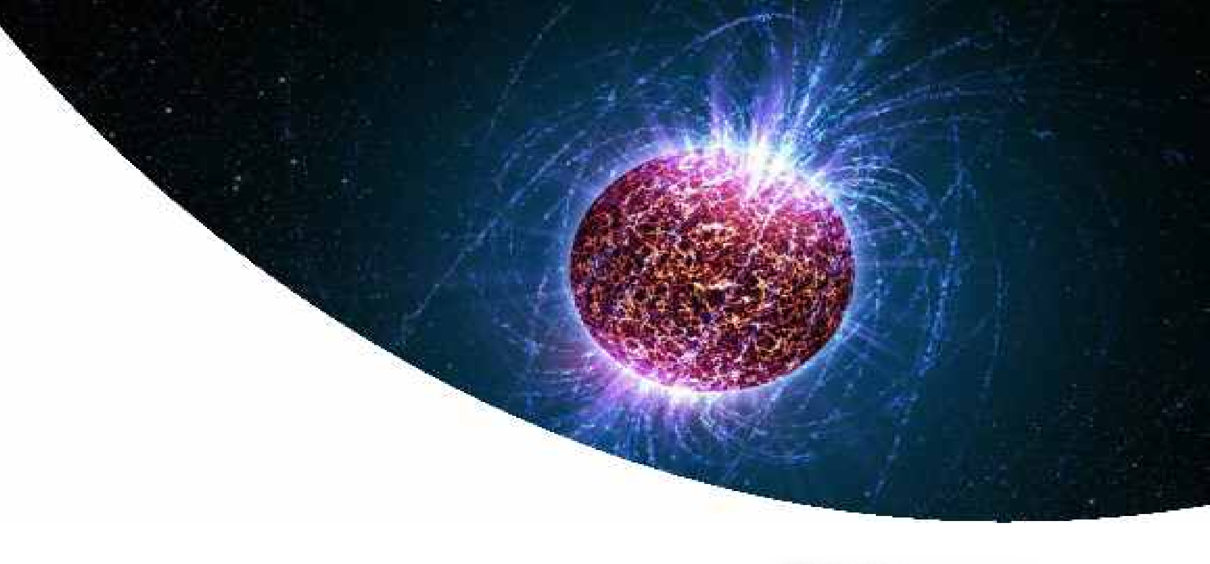
P_7 Cálculos con reactivo límite

P_1 La estequiometría nos proporciona información cuantitativa de una **reacción química,** la cantidad de reaccionantes y productos de una ecuación balanceada.

P_2 La **estequiometría**, se basa principalmente en una serie de leyes cuantitativas o leyes estequiométricas que enunciaremos a continuación.

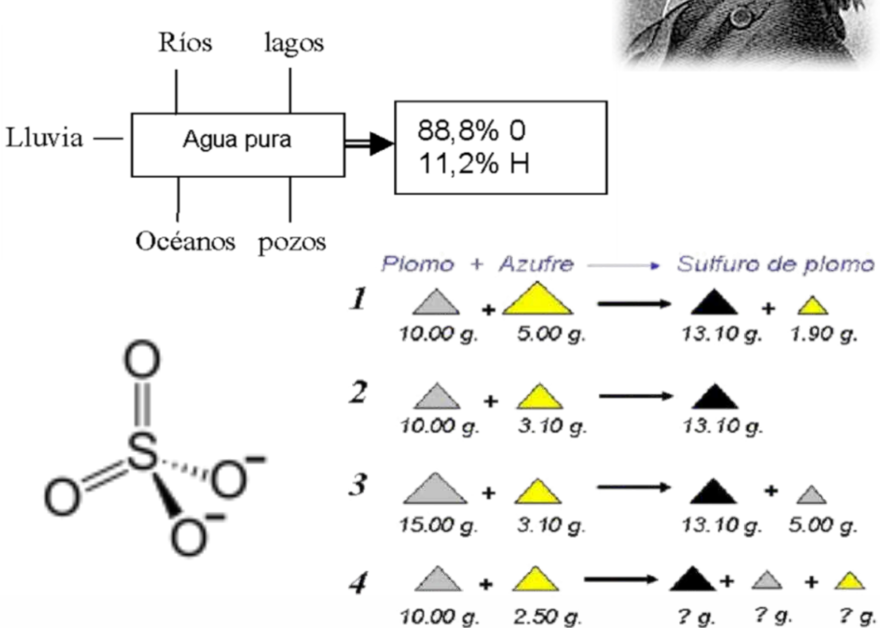
Ley de Lavoisier - "Ley de conservación de la materia" "La cantidad en gramos de reactivo que inician una reacción, debe ser igual a la cantidad en gramos de productos que se obtienen.







Ley de Proust- "Ley de las proporciones definidas" → " Un compuesto dado siempre contiene los mismos elementos en la misma proporción de masa. Ejemplo:



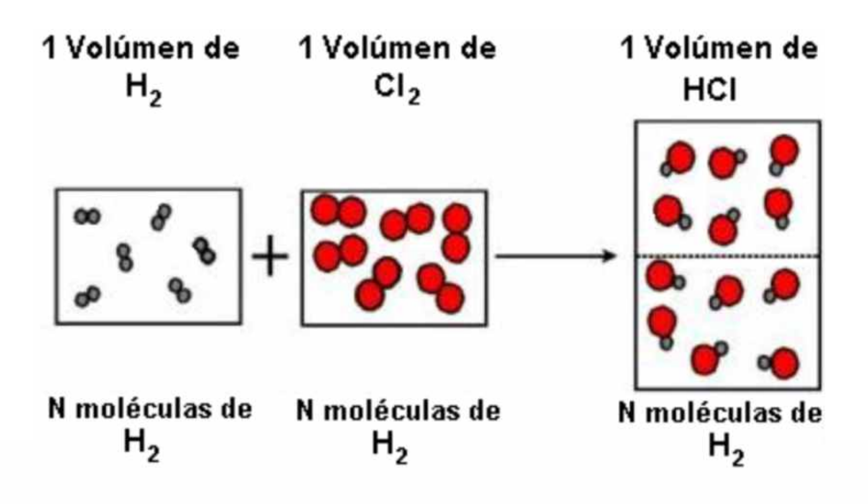






Ley de Dalton- "Ley de las proporciones múltiples" → "Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las masas de un elemento en los diferentes compuestos guardan una relación de números enteros pequeños".

Existe una cantidad de métodos disponibles para resolver los problemas de estequiometría. El método que consideramos mejor es el de factor molar.







Ejemplo:

El hidrógeno se combina con el oxígeno, para formar agua y peróxido de hidrógeno. La composición de estos compuestos es la siguiente:

H_2O: 2,016 g de H y 16 g de O
H_2O_2: 2,016 g de H y 32g de O

La masa de oxígeno (16 y 32) que se une con 1,008 g de H, está en la relación sencilla de 1: 2.

El método a emplear es el del factor molar (FM):

$$F.M \quad \frac{\text{Cantidad de sustancia deseada}}{\text{Cantidad de sustancia dada}}$$

Para explicar el método de factor molar, recomendamos los siguientes pasos:

1. Se escribe y equilibra la ecuación química.

2. Se identifican los valores molares necesarios para resolver el problema.

3. Se determina el factor molar.

4. Se determina el número de moles de la sustancia dada.

5. Se multiplica el número de moles de la sustancia dada por el factor molar.

6. Se convierte el valor mol, a las unidades solicitadas (g), con el factor de conversión apropiados.







b) La ecuación del HCl sobre el MnO_2 produce $MnCl_2$, H_2O y Cl_2. A partir de 2.0 moles de HCl.

¿Cuántas moles de $MnCl_2$ se pueden obtener?

1. $MnO_2 + 4HCl MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$

2. 4 moles HCl X1 mol de $MnCl_2$

3. $F.M = \frac{1mol\ MnCl_2}{4mol\ HCl}$

4. $2mol\ HCl x \frac{1mol\ MnCl_2}{4mol\ HCl} = 0,5mol\ MnCl_2$

P_4 **Cálculos masa – masa**

Miremos algunos ejemplos:

a) Cuántos gramos de aluminio se pueden obtener a partir de 1020g de Al_2O_3

1. $2Al_2O_3 + 3C \quad 4Al + 3CO_2$

2. 1,020 g Al_2O_3 ***X*** g Al

3. $F.M = \frac{4mol\ Al}{2mol\ Al_2O_3}$

PM AlO_3 = 102g (sustancia dada)
PM Al = 27g (sustancia deseada)



4. 1020gr de Al_2O_3x $\frac{1mol\ Al_2O_3}{102\ g\ Al_2O_3}$ = 10 moles Al_2O_3

5. 10 mol Al_2O_{3x} $\frac{4 moles Al}{2 moles Al2O3}$ = 20 moles Al

6. 20 moles Al_x $\frac{27g\ Al}{1mol\ Al}$ = 540 g Al

b)

1. N_2+ $3H_2$ $2NH_3$

2. 56g N_2***X***gNH_3

3. F.M = $\frac{2mol\ NH_3}{1mol\ N_2}$ P.M. NH_3 = 17gr P.M N_2 = 28g

4. 56g N_2 $\frac{1mol\ N_2}{28g\ de\ N_2}$ = 2mol N_2

5. 2 mol N_2x $\frac{2mol\ NH_3}{1mol\ N_2}$ = 4mol Nh_3

6. 4 mol Nh_3x $\frac{17gNH_3}{1mol\ NH_3}$ = 68g NH_3







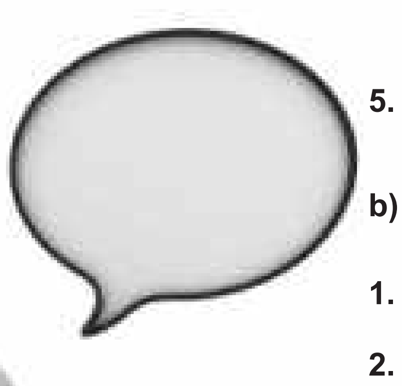
a) ¿Qué peso de FeS se necesitan para preparar 5.0 moles de H_2S?

1. $FeS + 2HCl$ ® $H_2S + FeCl_2$

2. XgFeS® 5.0 moles H_2S

3. $F.M = \frac{1 \text{mol FeS}}{1 \text{mol } H_2S}$ PM FeS = 87.85 g FeS PM H_2S = 34g H_2S

4. $5.0 \text{ moles } H_2S \times \frac{1 \text{mol FeS}}{1 \text{mol } H_2S} = 5.0 \text{ moles FeS}$



5. $5.0 \text{ molFeS } \frac{87.85 \text{g de FeS}}{1 \text{mol FeS}} = 439.25 \text{ g FeS}$

b)

1. $2BaO_2 \supset 2BaO + O_2$

2. 0.2 moles⊃ XgO_2?

3. $F.M = \frac{1 \text{mol } O_2}{2 \text{mol } BaO_2}$ PM $O_2 = 32g$ PM $BaO_2 = 169g$

4. $0.2 \text{ moles } BaO_2 \times \frac{1 \text{mol } O_2}{2 \text{mol } BaO_2} = 0.1 \text{ mol } O_2$

5. $0.1 \text{ mol} O_2 \times \frac{32 \text{g } O_2}{2 \text{mol } O_2} = 3.2 \text{g } O_2$



Reactivo límite: es aquel reactivo que se consume por completo y que por tanto, determina la cantidad de producto.

Para solucionar problemas de cantidades limitantes en las cuales no es evidente el reactivo en exceso, se procede de la siguiente forma:

1.Determinar el factor molar.

2.Calcular el número de moles de un reactivo que reaccionan con toda la cantidad de otro reactivo.

3.Comparar el número de moles de ese reactivo con el número de moles obtenidos en el paso anterior. Aquí se detecta qué reactivo se encuentra en exceso y cuál es el límite.

4.Se calculan las cantidades de producto solicitado en el enunciado del problema teniendo como base el reactivo límite.

REACTI

Ejemplo de reactivo límite:

Se hacen reaccionar 15g de NaOH, con 15 g de HCl, para producir H_2O y NaCl.

Cuántos g de NaCl se obtienen:



NaOH + HCl® NaCl + H_2O

1. $F.M = \frac{1 mol\ NaCl}{1 mol\ NaOH}$





2. *X* moles de NaOH?

PM NaOH = 40g

$$15gr\ NaOH \times \frac{1mol\ NaOH}{40g\ NaOH} = 0.37\ mol\ NaOH$$

X moles Hcl?

PM HCl = 36.46g

$$15gr\ Hcl\ \frac{1mol\ HCl}{36.46\ HCl} = 0.4u\ molHCl$$

3. $0.37\ mol\ NaOHx(\frac{1mol\ HCl}{1mol\ NaOH}) = 0.37\ mol\ Hcl$ R. Límite = NaOH

4. $0.37\ moles\ NaOH\ (\frac{1mol\ NaCl}{1mol\ NaOH}) = 0.37\ moles\ Na$

PM NaCl = 58.44g

5. $0.37 moles\ NaCl \times \frac{54g\ NaCl}{1mol\ NaCl} = 21.62g$ de NaCl

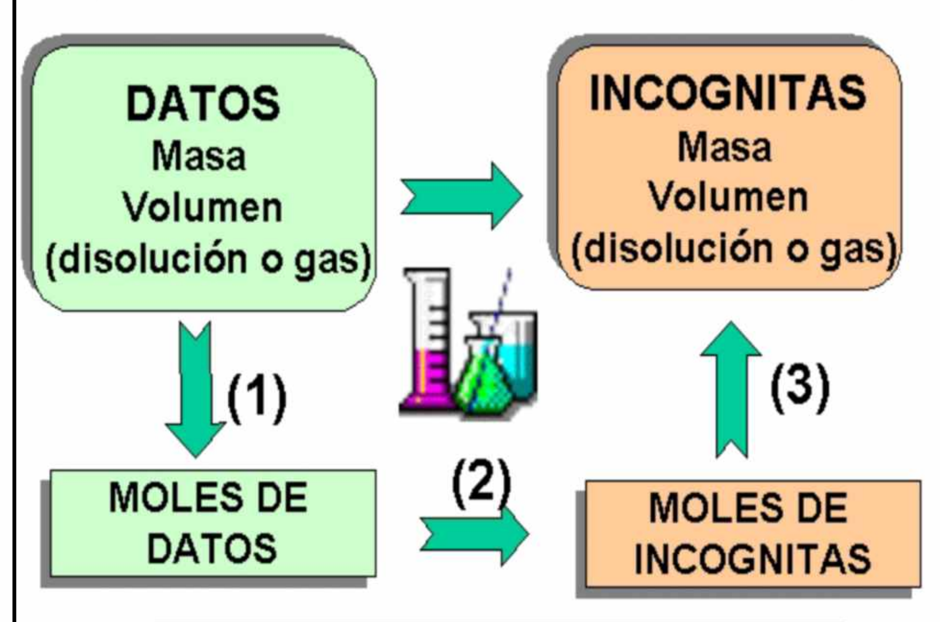




Joseph Louis Proust (1.754 - 1.826)



CALCULOS EN REACCIONES QUÍMICAS



Relaciones molares deducidas de la Ecuación ajustada

(1) moles del dato: $n = grs./M_r$

Disoluciones: $n = V.M$

Gases: $n = P.V/R.T$; $V_{molar\ normal} = 22,4\ l$

(2) moles de la incógnita

$a\,A \Rightarrow b\,B$; $n_B = (b/a)\,n_A$

(3) Incógnita: masa $m\,(g) = n.\,M_r$

Disolución: $V = n/M$; **Gases:** $V = n.R.T/P$









Contesta las preguntas 1 a 3 de acuerdo con la siguiente información:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \quad 6CO_2 + 6H_2O$$

SUSTANCIA	MASA MOLECULAR
$C_6H_{12}O_6$	180
O_2	32
CO_2	44
H_2O	18

1. De acuerdo con la información anterior, es válido afirmar que:

A. 6 moles de oxígeno, reaccionan con 2 moles de glucosa.
B. A partir de 1 mol de glucosa, se obtienen 6 moles de dióxido de carbono.
C. 1 mol de glucosa reacciona con 1 mol de oxígeno.
D. A partir de 2 moles de glucosa, se obtiene 6 moles de agua.

2. De acuerdo con la información anterior, es correcto afirmar que:

A. 180 g de glucosa producen 18 g de agua.
B. 180 g de glucosa producen 44 g de dióxido de carbono.
C. 192 g de oxígeno producen 108 g de agua.
D. 192 g de oxígeno producen 44 g de dióxido de carbono.



3. Se requiere obtener 286 g de agua; para ello es necesario hacer reaccionar:

A. 3 moles de glucosa y 6 moles de oxígeno.
B. 2 moles de glucosa y 6 moles de oxígeno.
C. 1 moles de glucosa y 12 moles de oxígeno.
D. 2 moles de glucosa y 12 moles de oxígeno.



4. GASES

P_1 Reacciones Químicas

↑

GASES

Se caracteriza por

P_5 Partículas en las cuales las fuerzas de repulsión son mayores que las fuerzas de cohesión. Los espacios intermoleculares son grandes.

Difiere de (≠)

P_2 Líquidos
P_3 Sólidos
P_4 Soluciones

↓

Qué campos

↓

P_6 Ley de Boyle	P_7 Ley de Charles	P_8 Ley de Gay Lussac	P_9 Leyes Combinadas de los Gases	P_{10} Ley de Dalton	P_{11} Ley de los Volúmenes	P_{12} Principio de Avogadro	P_{13} Ley de los Gases Ideales







P_1 Los cuerpos se pueden encontrar en algunos de los tres estados fundamentales: sólido, líquido y gaseoso. Los gases y sus propiedades son estudiados por la fisicoquímica, pues estudia las leyes que explican el comportamiento de los gases

P_2 Los gases difieren de los **líquidos,** en que estos últimos presentan un mayor grado de cohesión con sus moléculas.

P_3 Los gases con respecto a los **sólidos**, son casi opuestos ya que los primeros, la fuerza de cohesión entre sus moléculas es mínima y en los sólidos en cambio, esta fuerza de cohesión es la máxima que existe entre una molécula y otras

P_4 Las **soluciones** son mezclas homogéneas, con una sola fase, compuestas por un soluto y un solvente. Hay soluciones gaseosas, líquidas y sólidas.

P_5 Los **gases** poseen ciertas propiedades que son:

- Se adaptan a la forma y al volumen del recipiente que los contiene.
- Se dejan comprimir con gran facilidad.
- Se difunden fácilmente.
- Se dilatan con gran facilidad.
- Presentan baja densidad (g/l)







Teoría Cinética de los Gases

La teoría se enuncia en los siguientes postulados, teniendo en cuenta un gas ideal o perfecto.

1. Las sustancias gaseosas están constituidas por moléculas pequeñísimas ubicadas a gran distancia entre sí, su volumen se considera despreciable, en comparación con los espacios vacíos que hay entre ellas.

2. Las moléculas de un gas son totalmente independientes unas con respecto a otras, de modo que no existe atracción intermolecular alguna.

3. Las moléculas de un gas se encuentran en movimiento continuo, de forma desordenada, chocan entre sí y contra las paredes del recipiente, de modo que dan lugar a la presión del gas.

4. Los choques de las moléculas son elásticos, no hay pérdida ni ganancia de energía cinética aunque puede existir transferencia de energía entre las moléculas que chocan.

5. La energía Cinética media de las moléculas de un gas, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas; se considera nula en el cero absoluto.







Leyes que rigen el comportamiento de los gases.

P_6 **La ley de Boyle**: relacion a **presión** y **volumen.**

Establece que para una masa determinada de gas, ya sea éste puro o una mezcla, a una temperatura constante, el volumen que ocupa el gas es inversamente proporcional a la presión que se aplica.

Matemáticamente su expresión es:

$$V \alpha \frac{1}{P}$$

Introduciendo la constante K, a partir de la equivalencia α = K

$$V = K\frac{1}{P}, \text{donde } K = VP$$

$$\Rightarrow V_1 \times P_1 = P_2 \times V_2$$

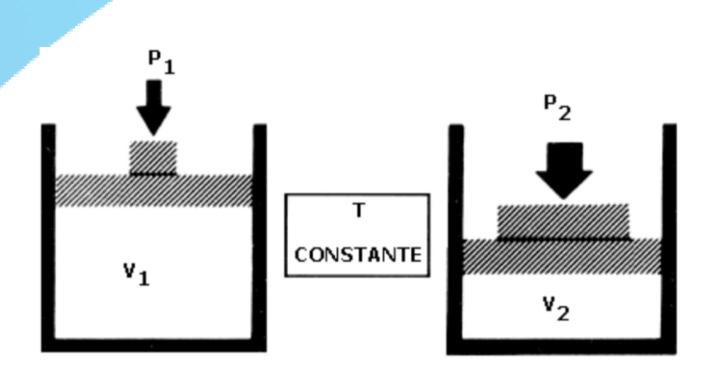
es decir $P_1 . V_1 = P_2 . V_2$, donde los subíndices 1 y 2, se refiere a los estados inicial y final, respectivamente del gas.

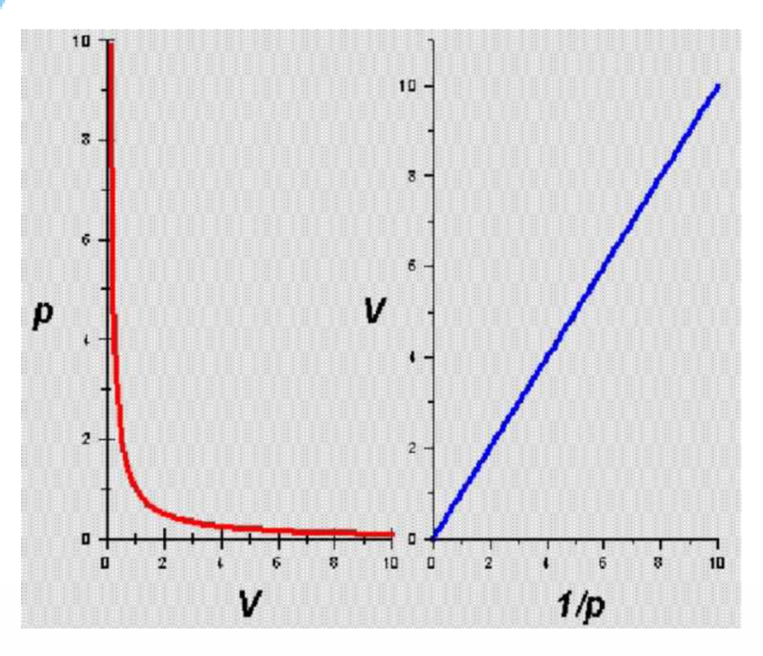
Un proceso a temperatura constante se denomina Isotérmico:

Si T = K, a mayor P, menor V

a menor P, mayor V




P1
T
CONSTANTE
V1
P2
V2


p
V
V
1/p




CORPORACION
GIQ



Ejemplos

a) Una determinada masa de nitrógeno, ocupa 10,0 litros bajo una presión de 730 mmHg- determinar el volumen de la misma masa de gas a presión normal de 760 mmHg, si la temperatura permanece constante.

Datos:

Condiciones iniciales:
V_1 = 10,0 litros P_1 = 730 mmHg.

Condiciones finales:
V_2= ? P_2 = 760 mmHg.

Utilizamos la ecuación:

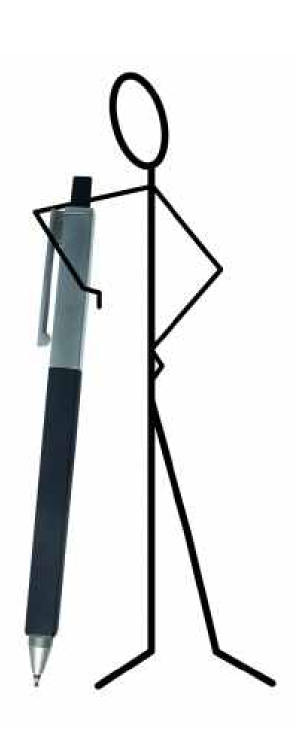
$$P_1 . V_1 = P_2 . V_2$$

$$\frac{P_1 V_1}{P_2} = V_2$$

Reemplazamos los valores:

$$\frac{730\text{mmHg} \times 10 \text{ litros}}{760\text{mmHg}} = V_2$$

V2 =9.61 litros.





P_7 **Ley de Charles:** relaciona **volumen** y **temperatura**

La ley de Charles, establece que en una masa determinada de gas, ya sea puro o una mezcla, a una presión constante, el volumen que ocupa el gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta (Kelvin).

Su expresión matemática es:

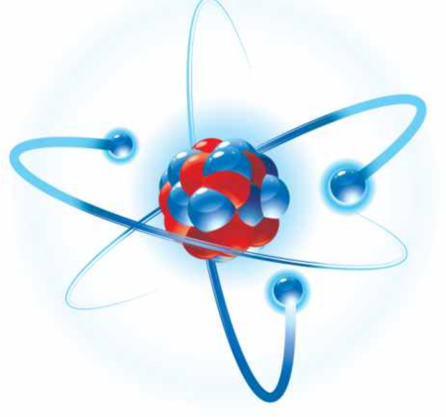
$$V \alpha T \qquad V = KT \qquad K = \frac{V}{T}$$

O sea:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ ó } \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

El proceso a presión constante se denomina Isobárico.

Si P = K, a mayor T, mayor volumen
a menor T, menor volumen





Nota: cuando se trabajen problemas relacionados con las leyes de los gases, donde se incluya a la temperatura, se deben utilizar grados Kelvin.

Ejemplos:

a) El volumen de cierta masa de Nitrógeno es 10 litros a –23°C. Si la presión se mantiene constante y la temperatura se aumenta a 27°C. ¿Cuál será el nuevo volumen?

Datos:

Condiciones iniciales:

V_1 = 12 litros
T_1 = -25°C
T_1= 273 + (-23) = 250 K

Condiciones finales:

V_2= ?
T_2 = 27°C
T_2= 273 + 27 = 300 K

Utilizamos la ecuación $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ Despejamos: $V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$

Reemplazamos:

$$V_2 = \frac{12lt \times 300K}{250K}$$ V_2 = 14,4 litros



b) Una muestra de gas ocupa 420 cc a 27°C ¿Cuál será su temperatura para disminuir su volumen a 350 cc?, si la presión permanece constante.

Datos:

Condiciones iniciales:

V_1 = 420 cc

T_1 = 27°C

Condiciones finales:

V_2 = 350 c.c.

T_2= ?

Convertimos los °C en °K.

°K = 273 + °C

°K = 273 + 27°C

°K = 300

Utilizamos la ecuación $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

Despejamos: $V_1 T_2 = V_2 T_1$ $\quad T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1}$

Reemplazamos: $T_2 = \frac{350cc \times 300K}{420cc}$

Luego: T_2 = 250ºK





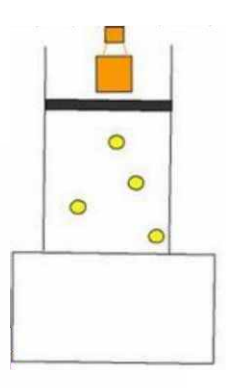


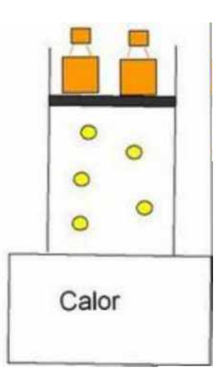
P_8 **Ley de Gay Lussac:** relación entre temperatura y presión de un gas. Dice: "Si el volumen permanece constante, la presión de un gas varía directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$P \alpha T \qquad P = KT \qquad K = \frac{P_1}{T_1}$ y $K = \frac{P_2}{T2}$

Por lo tanto

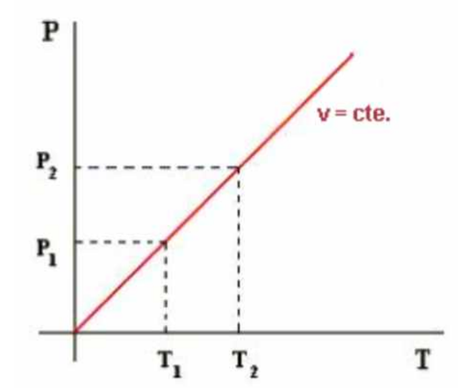
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \text{ ó } \frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$





Un proceso a volumen constante se denomina Isocórico.

Si V = K,
a mayor T, mayor P
a menor T, menor P





Ejemplos:

a) Si la presión de una muestra gaseosa se eleva de 1.520 mmHg a 6 atmósferas, siendo la temperatura de 17°C. ¿Cuál será la temperatura final si no hay variación del volumen?

Datos:
Condiciones iniciales:
P_1 = 1.520 mmHg
T_1 = 17°C

Condiciones finales:
P_2 = 6 atm.
T_2 = ?

Como podemos observar tenemos que llevar a las mismas unidades, los valores de la presión, así:

P_1 = 1.520 mmHg.
P_2 = 6 atm y sabemos que 1 atm = 760 mmHg.

Luego por factor de conversión tenemos que:



$$6atmx\frac{760mmHg}{1atm} = 4560mmHg$$

La temperatura debemos convertirla a °K.
Entonces la ecuación:

$$°K = °C + 273$$

Tenemos

$$°K = 17 + 273$$
$$°K = 290$$







Ahora tenemos los datos de presión en las mismas unidades y la temperatura en °K.

P_1 = 1520 mmHg
P_2 = 4560 mm de Hg
T_1 = 290°K

Despejamos en la ecuación el valor de T_2

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \qquad T_2 = \frac{P_2 . T_1}{P_1}$$



Reemplazamos :

$$T = \frac{4.560 mmHg . 290\ K}{1520 mmHg}$$

T2 = 870 K

Así queda demostrado que al elevar la presión del gas, se elevó la temperatura. (Esto en un proceso a volumen constante).

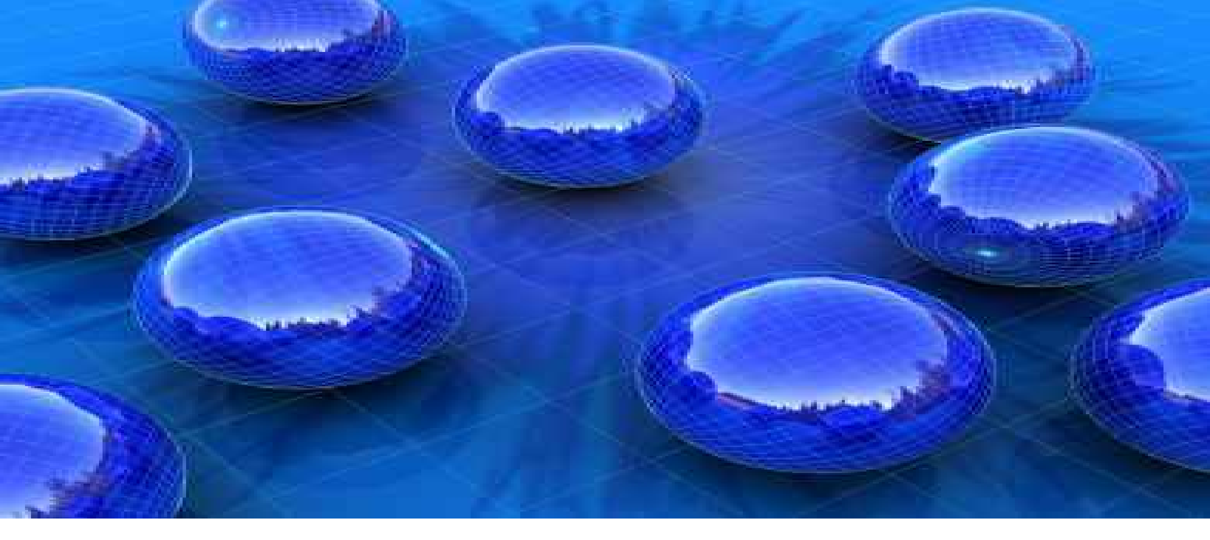
b) Un tanque de acero contiene nitrógeno a 25°C, a una presión de 10 atmósferas. Calcular la presión interna del gas cuando se calienta un tanque a 150°C. (Volumen constante).

Datos:

Condiciones iniciales:
T_1 = 25°C
P_1 = 10atm

Condiciones finales:
T_2 = 150°C
P_2 =?





Como las temperaturas están en grados centígrados simplemente las convertimos en °K-

T_1 = 25°C, pasando a °K tenemos
°K = °C + 273
°K = 25 + 273
°K = 298

T_2 =150°C, pasando a °K tenemos
°K = °C + 273
°K = 150 + 273
°K = 423

Despejamos P_2 de la ecuación:

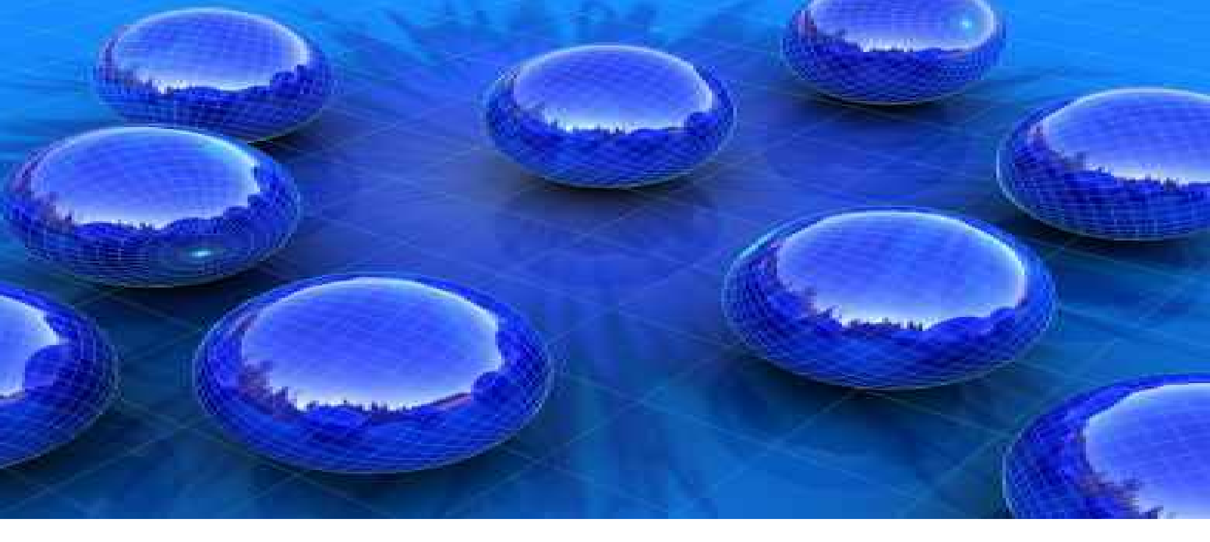
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow P_2 = \frac{P_1}{T_1} T_2$$

Reemplazamos los valores de temperatura y P_1

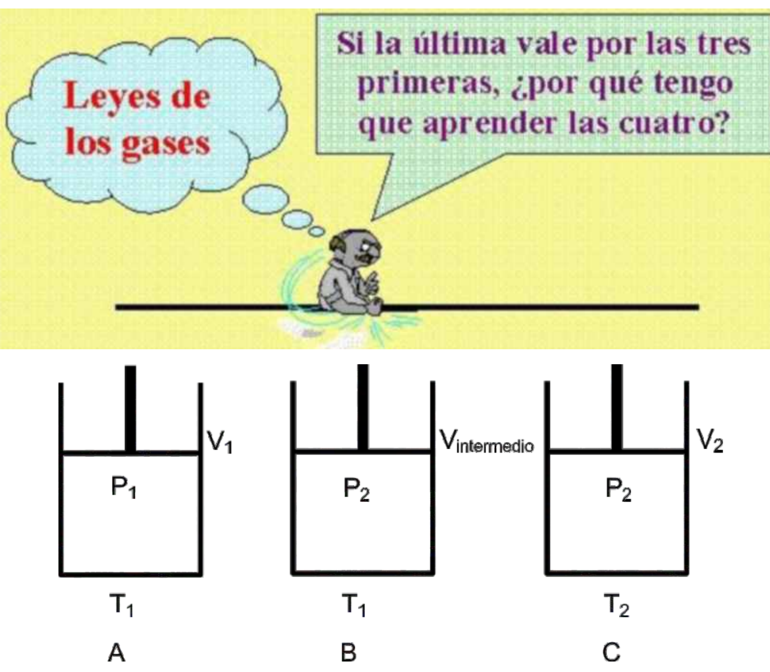
$$P_2 = \frac{10\text{atm}}{298\text{K}} \text{ x } 23\text{K}$$

P_2 = 14.19 atm





P_9 **Ecuación combinada de los gases.**



Comparando las situaciones A y B

$V_1 \times P_1 = V_{int} \times P_2$ (Ley de Boyle)

$$\frac{V_1 \times P_1}{P_2} = V_{int} \qquad \textbf{(1)}$$



Comparando las situaciones B y C

$$\frac{V_{int}}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{(Ley de Charles)}$$

Reemplazamos los valores de temperatura y P_1

$$V_{int} = \frac{V_2 \text{ x } T_1}{T_2} \qquad \textbf{(2)}$$

Igualando las ecuaciones **1** y **2:**

$$\frac{V_1 \text{ x } P_1}{P_2} = \frac{V_2 \text{ x } T_1}{T_2} \quad \text{Ecuación combinada de los gases}$$

Ejemplo:

Cierto gas ocupa 275ml a 1,0 atm de presión y 0°C. ¿Qué volumen en mililitros ocupará a 10,0 atm y 100°C?

V_1=275 mL V_2= ?
P_1=1,0atm P_2 = 10,0 atm
T_1=0°C =273°K T_2=100°C= 373 °K

Reemplazando estos valores en la ecuación:

$$\frac{275\text{ml x 1atm}}{10\text{atm}} = \frac{V_2 \text{ x } 273\text{K}}{373\text{K}}$$

$$V_2 = \frac{275\text{ml x 1atm x 373K}}{10\text{atm x 273K}} = 37{,}57\text{ml}$$









P_{10} **Ley de Dalton:** la presión total que ejerce una mezcla de gases, es el resultado de sumar las presiones parciales.

$Pt = P_1 + P_2 + P_3 + ...Pn$

Donde Pt, es la presión total; P_1, P_2, P_3 y Pn, son las presiones parciales.

Composición Molecular de los Gases

P_{11} **Ley de Gay-Lussac**, de los volúmenes de combinación de gases: los volúmenes de los gases que reaccionan entre sí o que ocurren en una reacción, están en relación con números enteros y sencillos.

Ejemplo:

Relación
Hidrógeno+ Nitrógeno → Amoníaco
3volúmenes+ 1volumen → 2 volúmenes
3 : 1 : 2

Hidrógeno+Cloro → Cloruro de Hidrógeno
1 volumen +1 volumen → 2 volúmenes
1 : 1 : 2

Hidrógeno + Oxígeno → Agua (vapor)
2 volúmenes + 1volumen → 2 volúmenes
2 : 1 : 2



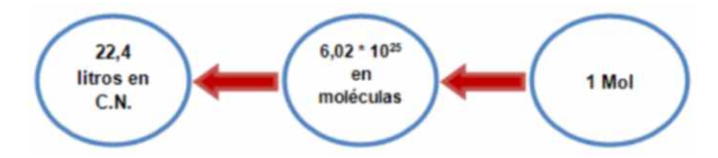


P_{12} **Principio de Avogadro:** a las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de distintos gases contienen el mismo número de moléculas.

$$V \surd\, n \qquad V = K \cdot n \qquad \frac{V}{n} = K$$

Volumen Molar de un Gas: el volumen ocupado por un mol de un gas en las condiciones normales (C.N) de temperatura y presión, se llama Volumen Molar. Los volúmenes molares de todos los gases, son iguales bajo las mismas condiciones. Volumen molar de un gas = 22.41 litros.
Las condiciones normales son: Presión = 1atm, Temperatura = 273°K

Equivalencias del Número de Avogadro



P_{13} **Ley de los gases ideales:** las relaciones entre V, T, P y n se conjugan en la ecuación de estado o ley de los gases ideales.

De acuerdo con las leyes tratadas anteriormente, se tiene:

a) Según la ley de Boyle: conocemos que: $V \alpha\ 1/P$

b) Según la ley de Charles: conocemos que: $V \alpha\ T$

c) Según Avogadro: se conoce que: $V \alpha\ n$







Luego, las tres proporciones anteriores se pueden resumir en una sola proporción:

$$V \,\alpha \left(\frac{1}{P}\right) \cdot T \cdot n$$

Si se introduce la constante de proporcionalidad R, se puede convertir la anterior proporción en una igualdad. Entonces:

$$V = R\left(\frac{1}{P}\right) T\, n$$

$$V = \frac{R\,T\,n}{P}$$

Agrupando tenemos:

Ley de los gases ideales → P.V = n.R.T Ecuación 1

Donde R = 0.082 $\dfrac{\text{atm x lt}}{\text{mol x K}}$ es la Constante de los Gases Ideales

De la ecuación PV = nRT conocemos que n= número de moles es:

$$n = \frac{W}{M} = \frac{\text{peso de la muestra}}{\text{Peso molecular}}$$

Reemplazando el valor de n en la ecuación de estado tenemos

$$PV = \frac{W}{M} RT$$ pasando M, a multiplicar

$$P\,.\,M = \frac{W}{V}\,.\,RT$$

como $\dfrac{W}{V}$ = d densidad

P.M = dRT Ecuación 2

$$M = \frac{dRT}{P}$$ Ecuación 3



Ejemplos:

Un envase metálico para cierto desodorante en aerosol, contiene 0,01 moles de gas propelente, y tiene un volumen de 250 ml. Calcule la presión del gas dentro del envase si accidentalmente se calienta a 400°C.

Datos de que disponemos

n = 0,01 moles
V = 250 ml
P = ?
T = 400°C

Convertimos el volumen de ml a litros y la temperatura de °C a °K

Por factor de conversión:

$$v = 250\ \text{ml} \times \frac{1\ \text{litro}}{1000\ \text{ml}} = 0{,}250\ \text{litro}$$

$$T = 400\ °C \rightarrow °K = °C + 273\ \text{ entonces}$$

$$°K = 673$$

Despejamos el valor de P de la ecuación:

$$PV = nRT \qquad \text{entonces}$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Reemplazamos en la ecuación los valores de n, R,T y V,

$$P = \frac{0.01\ \text{moles} \times 0.082\ \dfrac{\text{atm} \times \text{Lt}}{°\text{Kmol}} \times 673\ °\text{K}}{0.250\ \text{litros}}$$

$$P = 2{,}21\ \text{atm}$$





b) ¿Cuál es la presión ejercida por 1.6 moles de oxígeno, que se encuentra en un recipiente de 2.5 litros a 27°C?

Datos de que disponemos:
n = 1.6 moles
V = 2.5 litros
T= 27°C
P = ?

Convertimos la temperatura a grados Kelvin

°K = 273 + °C
°K = 273 +27
°K = 300

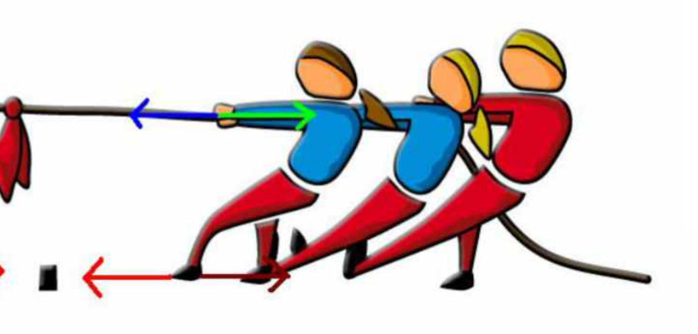
Despejamos el valor de la presión de la ecuación.
PV = nRT

$$P \quad \frac{nRT}{V}$$

$$P \quad \frac{1.6\,\text{moles} \times 0.082\,\frac{\text{at}\ \ \text{litros}}{\text{K}\ \ \text{mol}} \times 300\ \ \text{K}}{2.5\text{litros}}$$

$$P \quad 15.74\text{atm}$$

La presión ejercida por el oxígeno es 15.74 atm.





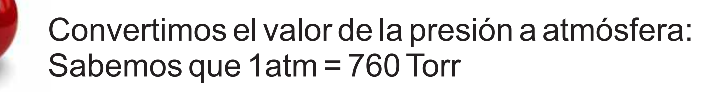
c) Hallar la masa molecular de un gas desconocido a 32°C, presión de 670 Torr y cuya densidad es de 3.48 g/litros.

Datos de que disponemos:

M = ?
T = 32°C
P = 670 Torr
d = 3,48 g/litros

Convertimos la temperatura a °K

°K = 273 + °C
°K = 273 + 32
°K = 305



Convertimos el valor de la presión a atmósfera:
Sabemos que 1atm = 760 Torr

Entonces por factor de conversión tenemos:

$$670\ \text{Torr} \times \frac{1\,\text{atm}}{760\ \text{Torr}} = 0.88\text{atm}$$

Reemplazamos en la ecuación :

$$M = \frac{dRT}{P}$$

$$M = \frac{3{,}48\ \frac{g}{\text{litro}} \cdot 0.082\ \frac{\text{atm} \cdot \text{litro}}{°K \cdot \text{mol}} \cdot 305\ °K}{0.88\text{atm}}$$

$$M = 98.90\text{g/mol}$$













Conteste las preguntas 1 y 2 teniendo en cuenta la siguiente información:

Volumen --------	Temperatura __________
0,50	125
1,0	250
1,5	375
2,0	500



1. A partir de los datos anteriores se puede afirmar que:

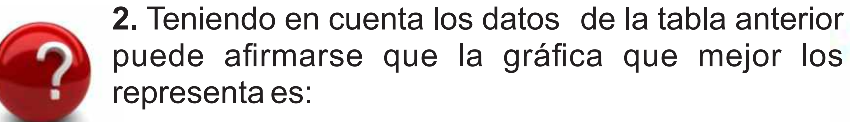
A. Manteniendo la presión constante, el volumen disminuye inversamente proporcional con la temperatura

B. Manteniendo la presión constante, el volumen aumenta inversamente proporcional con la temperatura

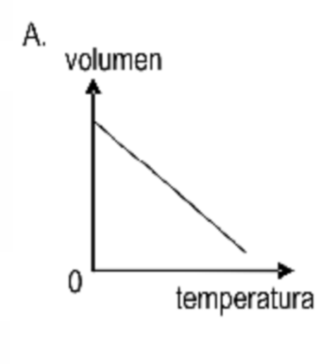
C. Manteniendo la presión constante, el volumen disminuye directamente proporcional con la temperatura

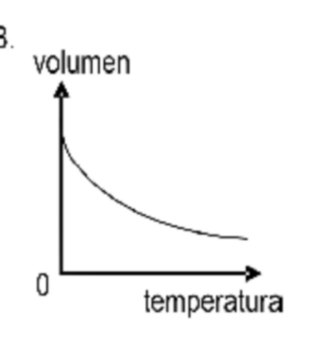
D. Manteniendo la presión constante, el volumen aumenta directamente proporcional con la temperatura

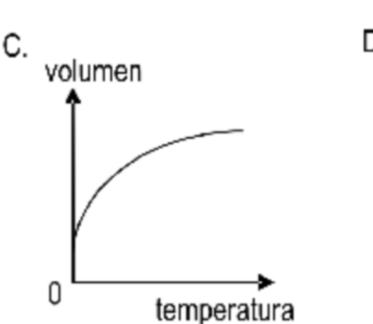


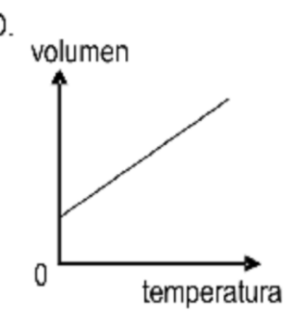


2. Teniendo en cuenta los datos de la tabla anterior puede afirmarse que la gráfica que mejor los representa es:

A.


B.


C.


D.


3. Una propiedad característica de los gases es la:

A. Alta energía potencial

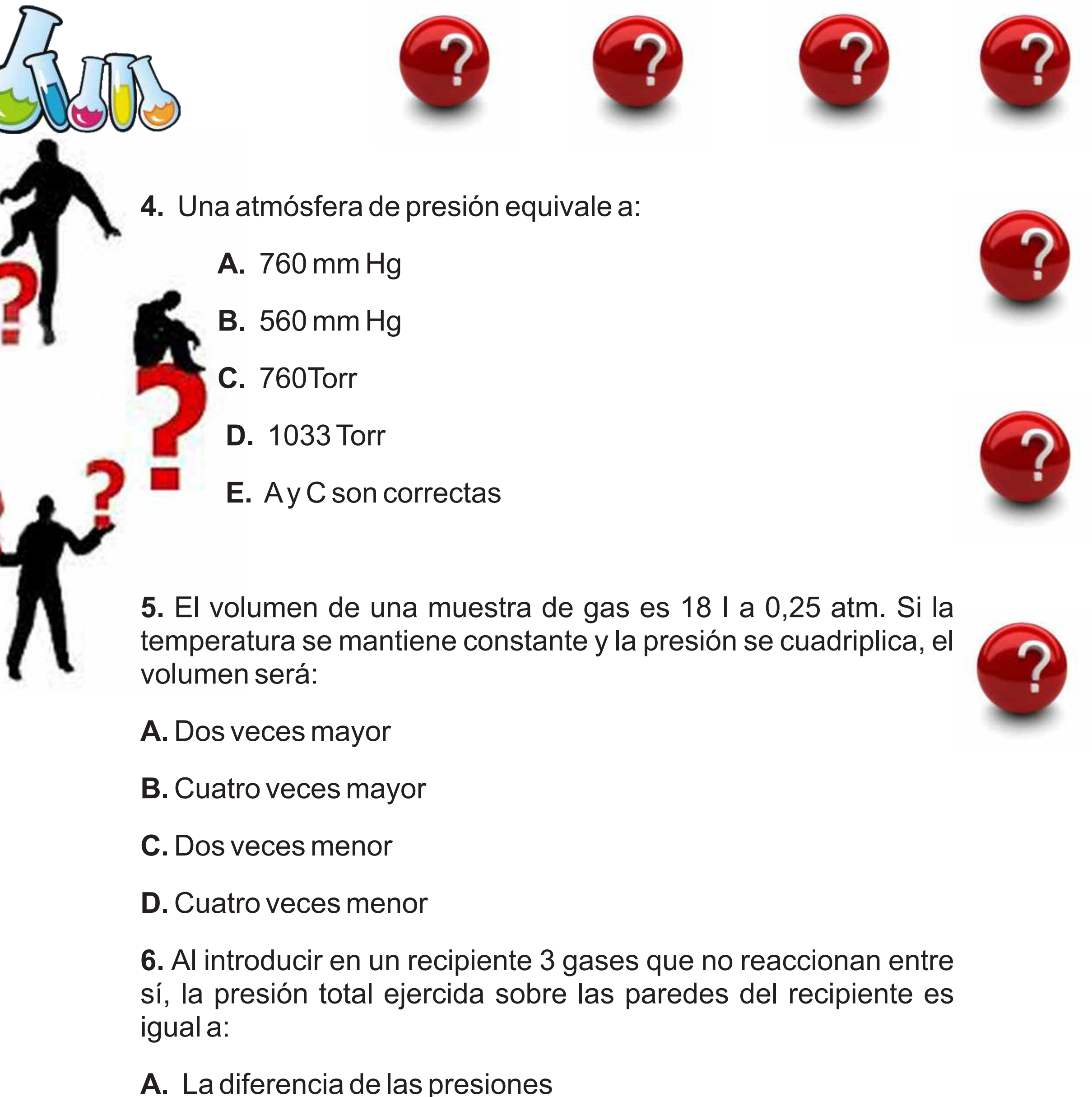
B. Baja energía de activación

C. Incompresibidad

D. Solubilidad

E. Comprensibilidad





4. Una atmósfera de presión equivale a:

A. 760 mm Hg

B. 560 mm Hg

C. 760Torr

D. 1033 Torr

E. A y C son correctas

5. El volumen de una muestra de gas es 18 l a 0,25 atm. Si la temperatura se mantiene constante y la presión se cuadriplica, el volumen será:

A. Dos veces mayor

B. Cuatro veces mayor

C. Dos veces menor

D. Cuatro veces menor

6. Al introducir en un recipiente 3 gases que no reaccionan entre sí, la presión total ejercida sobre las paredes del recipiente es igual a:

A. La diferencia de las presiones

B. La media aritmética de las presiones parciales

C. La suma de las presiones parciales

D. La presión parcial del gas más pesado



7. La presión de vapor de un líquido, es la presión que ejerce el vapor de ese líquido a una temperatura determinada.

A 20ºC, se tiene iguales cantidades de cuatro líquidos P,Q,R,S cada uno en un recipiente cerrado, conectado a un manómetro como se muestra en el siguiente dibujo.



De acuerdo con la información anterior, es correcto afirmar que el líquido con mayor presión de vapor es:

A. P

B. Q

C. R

D. S







P_1**Evaporación**: consiste en un cambio de estado espontáneo que los líquidos sufren, convirtiéndose en un gas (vapor). Las moléculas de vapor, también en forma espontánea regresan al estado líquido, fenómeno opuesto a la evaporación llamado condensación, ocurre a la par que la evaporación.

Líquido + energía Vapor

P_2 **Presión de vapor**: es la fuerza ejercida por el vapor en equilibrio con el correspondiente líquido, a una temperatura. Depende de la naturaleza del líquido y de la temperatura.

Si la temperatura del líquido aumenta, la presión de vapor aumentará, ya que más moléculas en el líquido tendrán una energía cinética mayor y escaparán de la superficie del líquido, por lo tanto, la concentración de las moléculas de vapor aumentará hasta alcanzar de nuevo el equilibrio.

P_3 **Punto de ebullición**: la ebullición es el paso de las moléculas que se encuentran en el estado líquido a vapor. Un líquido se encuentra en su punto de ebullición, cuando su presión de vapor es igual a la presión externa ejercida sobre él, que generalmente es la presión atmosférica.



5. LÍQUIDOS

Que es?

P1 Estados de la Materia

Se caracteriza por

No tienen forma definida, toman la del recipiente que los contiene. Su volumen es constante, son muy poco compresibles, su expansión es limitada

LÍQUIDOS

Difiere de

- Sólidos
- Gases

Campos que abarca

P1 Evaporación	P2 Presión de Vapor	P3 Punto de Ebullición	P4 Tensión Superficial	P5 Viscosidad	P6 Miscibilidad



Punto de ebullición de un líquido, es la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a la presión atmosférica.

Ejemplo: El punto de ebullición del agua, es exactamente 100°C. Se llama punto de ebullición estándar o normal (a 1 atmósfera).

A mayores altitudes, la presión atmosférica es menor y por esto el punto de ebullición disminuye.

Licuación de gases

Es el proceso mediante el cual un gas cambia su estado al de líquido. Los gases se pueden licuar por la aplicación de suficiente enfriamiento y compresión.

Temperatura Crítica: es la máxima temperatura a la cual es posible licuar un gas sometido a cualquier cantidad de presión.

Presión Crítica: es la presión requerida para licuar un gas estando a la temperatura crítica.

Volumen Crítico: es el volumen ocupado por un mol de gas, estando a la temperatura y presión crítica.



P_4 **Tensión superficial:** es la propiedad que tiene un líquido de arrastrar las moléculas de su superficie hacia el centro de él y por ello reduce la superficie a un mínimo, por ejemplo, el mercurio, debido a su gran tensión superficial, forma gotitas sobre un vidrio, pero el agua, cuya tensión superficial es apreciablemente menor que la del mercurio, tiende a derramarse sobre el vidrio. Esta propiedad de los líquidos puede explicarse por las fuerzas de atracción intermoleculares.

P_5 **Viscosidad**: esta propiedad es la resistencia que opone un líquido al flujo. Algunos líquidos como la miel, se resisten a fluir, pero otros como el agua, fluyen con mucha facilidad. Las fuerzas de atracción intermolecular pueden explicar esta propiedad. Mientras mayores sean las fuerzas de atracción, será más viscoso el líquido. Cuando la temperatura se incrementa, la energía cinética promedio de las moléculas aumenta, lo cual rompe las fuerzas de atracción intermoleculares y la viscosidad disminuye.

P_6 **Miscibilidad**: cuando se reúnen dos líquidos, puede mezclarse por completo formando una solución; pueden mezclarse parcialmente formando dos soluciones o pueden no mezclarse, formando una mezcla heterogénea.

En el primer caso, se considera que los dos líquidos son miscibles, por ejemplo cuando mezclamos alcohol con agua o etilenglicol (anticongelante) en agua, en ambos casos la solución resultante será totalmente homogénea.

Dos líquidos parcialmente miscibles: etilenglicol con cloroformo.

Dos líquidos inmiscibles: gasolina y agua.





6. SÓLIDOS

Que es?

P_1 Estados de la Materia

Se caracteriza por

Forma y volumen constante. No se expanden, son incompresibles, alta densidad, altas fuerzas de atracción intermolecular

SÓLIDOS

≠

Difiere de

- Líquidos
- Gases

Campos que abarca

P_1 Cristalinos

P_2 Amorfos

P_3 Punto de fusión y Congelación

P_4 Sublimación



P_1 **Sólidos cristalinos:** la mayoría de las sustancias, existen como sólidos en alguna forma cristalina característica. Un cristal es una porción homogénea de una sustancia, limitada por superficies planas que forman entre sí ángulos definidos, adquiriendo una forma geométrica regular.

Las formas geométricas posibles, reciben el nombre de Red Cristalina. Son ejemplos de sólidos cristalinos, el cloruro de sodio, el diamante y el cuarzo .

P_2 **Sólidos amorfos:** son aquellos en los cuales las partículas se hallan en forma desordenada.

Los sólidos verdaderamente amorfos son duros. El vidrio y la parafina pueden ser considerados como sólidos amorfos.

Los puntos de fusión de los sólidos amorfos no son definidos, se ablandan gradualmente a medida que se aumenta su temperatura.



P_3 **Punto de Fusión:** cuando un líquido se enfría, la energía cinética de las partículas disminuye. En el **punto de congelación,** las partículas se orientan siguiendo un patrón geométrico definido que es característico de la sustancia y comienzan a separarse cristales de sólido. Se necesita eliminar energía calorífica para permitir que las partículas del líquido, queden atadas al sólido, si la cristalización va a continuar, la temperatura de la mezcla de sólido y líquido en equilibrio dinámico, permanecerá constante hasta que todo el líquido se haya solidificado.







Si el sólido se calienta, la energía cinética de algunas de las partículas en el cristal, llegará a igualar a las fuerzas de atracción que hay en él y el sólido comenzará a fundirse al alcanzar cierta temperatura: El punto de fusión. Si la fusión se va a continuar, es necesario aplicar más calor para separar una de otras las partículas del sólido y a temperatura constante, el sólido cambiará a líquido. Por lo tanto el punto de congelación es igual al punto de fusión y es la temperatura a la cual las formas líquida y sólida se encuentran en equilibrio dinámico una con otra.





P_4 **Sublimación:** se define como la transformación directa de un sólido a vapor, sin pasar por el estado líquido.

Las partículas en el estado sólido, al obtener la suficiente energía de movimiento para romper su posición relativamente fija en el sólido, pueden pasar al estado gaseoso. Las bolas de naftalina, el yodo, el hielo seco (bióxido de carbono sólido) y el hielo, son ejemplos de sólidos que pueden sublimarse.



UNIDAD 2

TALLER SESION 2

1. Durante la reacción el elemento azufre, cambia su nombre de oxidación de 0 a 4 con cambio de elementos, este proceso se denomina:

A. Oxidación
B. Combinación
C. Reducción
D. Activación

2. Para la ecuación
$HIO_3 + HI \qquad I_2 + H_2O$

A. H_2O
B. I_2
C. HI
D. HIO_3

3. Una semireaccion química, en donde una de las sustancias gana electrones recibe el nombre de:

A. Combinación
B. Combustión
C. Oxidación
D. Reducción







4. Según la siguiente reacción la ecuación $Zn + H_2S\ O_4$ $ZnSO_4 + H_2$ se clasifica como reacción de:

A. Síntesis
B. Desplazamiento
C. Doble sustitución
D. Descomposición

5. Es una reacción de síntesis:

A. $MgO + SO_3$ $MgSO_4$
B. $HIO_3 + HI$ $I2 + H_2O$
C. $Zn + H2S\ O_4$ $ZnSO_4$
D. KNO_3 $KNO_2 + O_2$

6. De las reacciones cuál pertenece a la reacción de descomposición:

A. D
B. A
C. B
D. C



7. Una de las reacciones en la cual hay absorción de calor se denomina:

A. Química
B. Exotérmica
C. Endotérmica
D. Ergonómicas

8. Los coeficientes estequiométricos que equilibran la reacción de la pregunta número 2, son respectivamente:

A. 2,4,3,3
B. 2,3,4,1
C. 1,5,3,3
D. 5,1,2,4

9. Teniendo la siguiente ecuación $KCLO_3$ $KCL + O_2$ pertenece al tipo de reacción:

A. Combustión
B. Análisis
C. Combinación
D. Doble sustitución







10. Para la ecuación $AL_2O_3 + C + CL_2$ $CO + ALCL_3$

- **A.** C
- **B.** $ALCL_3$
- **C.** CO
- **D.** Cl_2

11. Una semireacción química, en donde una de las sustancias pierde electrones recibe el nombre de :

- **A.** Reducción
- **B.** Combustión
- **C.** Oxido reducido
- **D.** Oxidación

12. En esta ecuación HgO Hg + O_2 el tipo de reacción e intercambio de energía es:

- **A.** Descomposición- endotérmica
- **B.** Sustitución- endotérmica
- **C.** Doble sustitución- exotérmica
- **D.** Combinación- exotérmica



13. El número de oxidación y los e- del método redox (reducción) son:

A. Pierde y aumenta
B. Gana y disminuye
C. Pierde y disminuye
D. Gana y aumenta

RESPONDA LAS PREGUNTAS 14 Y 15 TENIENDO EN CUENTA LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

Una ecuación química, es la representación simbólica de una reacción química. Las siguientes expresiones generales representan los tipos de reacciones:

$A+B \rightarrow AB$ (Combinación o Síntesis)
$AB \rightarrow A+B$ (Descomposición o Análisis)
$A + CD \rightarrow AD + C$ (Sustitución o Desplazamiento)
$AB + CD \rightarrow AC + BD$ (Intercambio o Doble desplazamiento)

14. La ecuación $Fe + CuSO4 \rightarrow FeSO4 + Cu$ representan una reacción de :

A. Síntesis
B. Sustitución
C. Intercambio
D. Doble desplazamiento







15. Dadas las siguientes reacciones:

1. $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$
2. $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
3. $HNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + H_2O$
4. $Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$

Son reacciones de intercambio:

A. 1 y 2
B. 3 y 4
C. 2 y 3
D. 1 y 3

Conteste las siguientes preguntas **16** y **17** de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$KMnO_{4(s)} + HCl_{(l)} \rightarrow KCl_{(ac)} + MnCl_{2(ac)} + Cl_{2(g)} + H_2O_{(L)}$$

16. Según la ecuación anterior, el agente reductor es:

A. $KMnO_4$
B. Hcl.
C. Kcl.
D. Cl_2

17. Según la ecuación anterior, afirmamos que se redujo el:

A. Mn
B. Cl
C. H
D. O

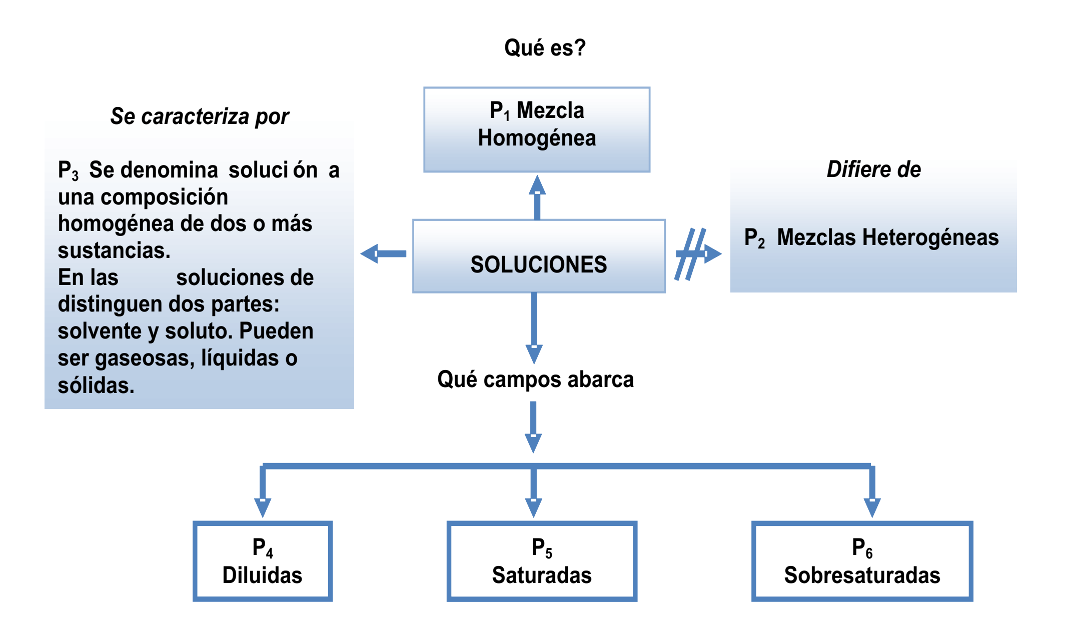






UNIDAD 3

1. SOLUCIONES



P_1 Las soluciones son **mezclas homogéneas**, ya que sólo se aprecia una fase. Las partículas no se sedimentan cuando la solución se deja en reposo. Las sustancias componentes se pueden separar por medios físicos, como la destilación y la cromatografía.

P_2 Las soluciones difieren de las **mezclas heterogéneas**, ya que en éstas, sus compuestos se pueden ver a simple vista y se pueden separar por medios físicos sencillos.



P_3 **Las soluciones** desempeñan un papel fundamental en todos los procesos vitales: orina en los animales, savia en las plantas, etc. Las soluciones pueden ser de varias clases:

Clases de Solución	Estado Físico de los Componentes		Ejemplos
	Soluto	Solvente	
Gaseosas	Gas	Gas	Aire; Mezcla de gases
	Líquido	Gas	Aerosoles
	Sólido	Gas	Extinguidores
Líquidas	Gas	Líquido	Bebidas gaseosas Oxigeno en H_2O
	Líquido	Líquido	Alcohol en H_2O Ácido acético en H_2O
	Sólido	Líquido	Azúcar en H_2O
Sólido	Gas	Sólido	Hidrógeno en Platino
	Líquida	Sólido	Amalgama (Mercurio en plata)
	Sólida	Sólido	Bronce (Estaño en cobre)





EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS

1) Las soluciones sólidas, se forman al disolver en un sólido una sustancia en cualquiera de los tres estados. Para comprender el concepto de solución líquido-sólido, usted utilizaría el siguiente ejemplo:

A. Aleación de cobre y oro
B. Amalgama: mercurio disuelto en plata
C. Hidrógeno disuelto en platino
D. Solución acuosa de acetona

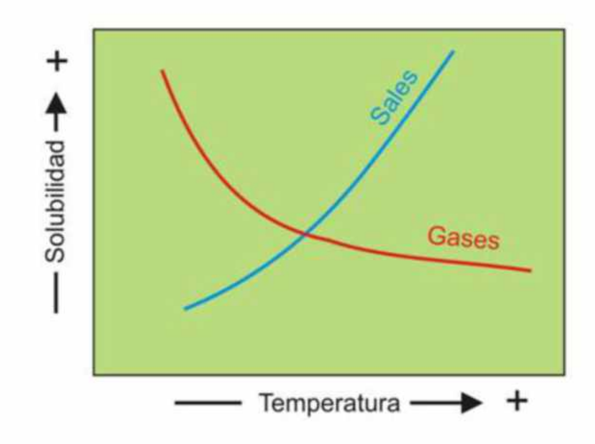
2) La Concentración se define como cantidad de soluto disuelto por unidad de volumen de solución. En una solución de cloruro de sodio en agua, si se agrega más disolvente ocurre que:

A. La cantidad de soluto aumenta
B. La concentración de la solución permanece constante
C. La concentración de la solución aumenta
D. La concentración de la solución disminuye



Solubilidad:

La solubilidad es una característica de una sustancia que le permite disolverse en otra a una determinada temperatura.



Factores que afectan la solubilidad:

- Naturaleza del Soluto y del Solvente: cuanto más semejantes sean las estructuras del soluto y del solvente, más rápidamente se efectuará la solución. Lo semejante disuelve a lo semejante, por lo tanto, los compuestos iónicos (polares) por lo general, son solubles en disolventes polares y los compuestos covalentes (no polares o polares débiles) son solubles en disolventes que no son polares. Ejemplos: el cloruro de sodio (compuesto iónico) es soluble en agua (molécula polar). Las grasas (compuestos no polares) son solubles en tetracloruro de carbono (no polar).









1.1. Concentración de las soluciones

Las concentraciones de las soluciones se pueden expresar en unidades físicas y en unidades químicas.

1.1.1. Unidades físicas

La concentración de una solución puede estar expresada en unidades físicas tales como:

a) Porcentaje peso a peso
b) Porcentaje peso a volumen
c) Porcentaje volumen a volumen

a) Porcentaje Peso a Peso: **(% P/P)**

Indica comúnmente el peso de soluto por 100 unidades de peso de solución.

$$\%P/P = \frac{\text{Peso de soluto}}{\text{Peso de solución}} \times 100 =$$

$$\frac{\text{g. de soluto}}{\text{g. de soluto} + \text{g. de solvente}} \times 100$$

Ejemplos:

a) El vinagre blanco, es en esencia una solución de ácido acético en agua a una concentración al 4% P/P. ¿Cuántos gramos de ácido acético se requieren para preparar 750 g de vinagre blanco?

Datos:
% P/P = 4%
g de solución o de vinagre = 750 g. de soluto o de ácido acético = ?
Como conocemos los gramos de soluto, los despejamos de la ecuación:



- Superficie de Contacto: a mayor superficie de contacto, hay mayor interacción soluto-solvente y el cuerpo se disuelve con mayor rapidez.

- Agitación: el agitar favorece la solubilidad.

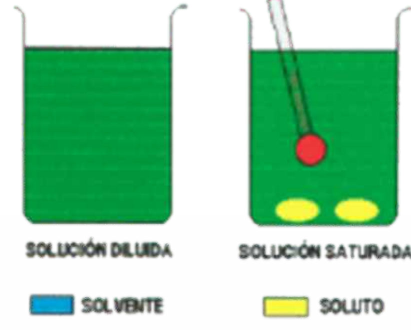
- Temperatura: favorece el movimiento de moléculas en la solución al aumentar la temperatura, y con ello su rápida difusión.

- Presión: los cambios de presión ordinarios no tienen mayor efecto en la solubilidad de sólidos y líquidos. La presión tiene gran efecto en la solubilidad de gases.

P_4 **Solución diluida:** cuando la cantidad de soluto es pequeña en relación con la cantidad de disolvente.

P_5 **Solución saturada**: describe una disolución incapaz de disolver más cantidad de soluto a una temperatura dada, (el exceso de soluto permanece en forma de cristales). Una solución saturada es aquella que se encuentra en equilibrio dinámico con el soluto no disuelto. La velocidad de disolución del soluto sin disolver, es igual a la velocidad de cristalización del soluto disuelto.

P_6 **Solución sobresaturada:** describe la disolución que a la misma temperatura contiene más soluto disuelto, que una solución saturada, se forma de enfriar una disolución por debajo de la temperatura a la que estaría saturada y no existen partículas para que el soluto, cristalice a su alrededor, de forma que el soluto "Extra" permanece disuelto.







GIQ

$$\% (P/P) = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de solución}} \times 100$$

$$\text{luego} = \frac{\% (P/P) \text{x g de solución}}{100} = \text{g. de Soluto}$$

$$\frac{4 \times 750\text{g}}{100} = \text{g de Soluto}$$

$$30 \text{ g} = \text{g de Soluto}$$

Luego para preparar 750 g de vinagre al 4% se requieren 30 g de ácido acético.

b) Calcule el porcentaje (P/P) en 50 g de jarabe de azúcar, (azúcar más agua) que contiene 1.4 g de azúcar de caña.

Datos:

% (P/P) = ?

g de solución o jarabe de azúcar =50 g.

g de soluto o azúcar = 1.4 g

Utilizamos la ecuación:

$$\%(P/P) = \frac{\text{g. de soluto}}{\text{g. de solución}} \times 100$$

Luego el porcentaje (P/P) del jarabe es de 2.8%.

$$\%(P/P) = \frac{1.4 \text{ g}}{50 \text{ g}} \times 100$$

$$\%(P/P) = 2.8\%$$



EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS

1. Utilizando 1 mol de sustancia J y agua, se prepara un litro de solución: si a esta solución se le adicionan 200 ml de agua, es muy probable que:

A. Permanezca constante la concentración molar de la solución.
B. Se aumente la concentración molar de la solución.
C. Se disminuya la fracción molar de J, en la solución.
D. Permanezca constante la fracción molar de J, en la solución.

2) El tanto por ciento en peso (P/P), significa gramos de soluto por cada 100 gramos de peso de solución. Por ejemplo, una solución al 15% de H_2SO_4 es aquella que contiene 15 gramos de ácido, por cada 100 gramos de solución. De acuerdo con lo anterior una solución de NaCl al 30% significa que:

A. Se tienen 30 gramos de agua, disueltos en 100 gramos de NaCl.
B. Se tienen 30 gramos de NaCl, disueltos en 70 gramos de agua.
C. Hay 30 gramos de NaCl disueltos en 100 gramos de agua.
D. Hay 70 gramos de NaCl por cada litro de solución.

b) Porcentaje peso a volumen = (% P/V)







Como sabemos el aditivo (Volumen de solución) se determina despejando de la ecuación:

$$\%(V/V) = \frac{V_{soluto}}{V_{solución}} x100$$

$$V_{sln} = \frac{V_{soluto}}{\%(V/V)} x100$$

Reemplazamos los valores:

$$V_{sln} = \frac{200\,ml}{40} x100$$

$$V_{sln} = 500\ ml$$

Luego con 200 ml de Etilenglicol, se puede preparar 500 mililitros de aditivo.

b) Determinar el volumen del alcohol necesarios para preparar 100 ml de solución al 3% V/V?

Para hallar el volumen de Soluto despejamos de la ecuación:

$$\%(V/V) = \frac{V_{soluto}}{V_{solución}} x100$$



$$\frac{\%(V/V) \times V_{sln}}{100} = V_{soluto}$$

Reemplazando los valores tenemos:

$$\frac{3x100\ ml}{100} = V_{soluto}$$

$$3\ ml = V_{soluto}$$

Luego se necesitan 3 ml, de alcohol para preparar 100 ml, de solución alcohólica al 3% (V/V)



Ejemplo:

El suero fisiológico, es una solución salina extensamente utilizada con fines medicinales. Si una bolsa de 500ml de este suero, contiene 4.5g de sal (NaCl) , cuál es su concentración en porcentaje peso a volumen?

Datos: V_{sln}=500ml ⊃ (Volumen de Solución
W_{sto}=4.5 g ⊃ (Peso del soluto)
%(P/V)= ?

Reemplazamos en $\%(P/V) = \frac{W_{soluto}}{V_{solución}} x100$

$$\%(P/V) = \frac{4.5g}{500ml} x100$$

$$\%(P/V) = 0.9\%$$

Luego la concentración del suero es de 0.9% P/V de NaCl.

c) Porcentaje de volumen – volumen: (% V/V)

Indica el volumen de soluto por cada 100 ml de solución.

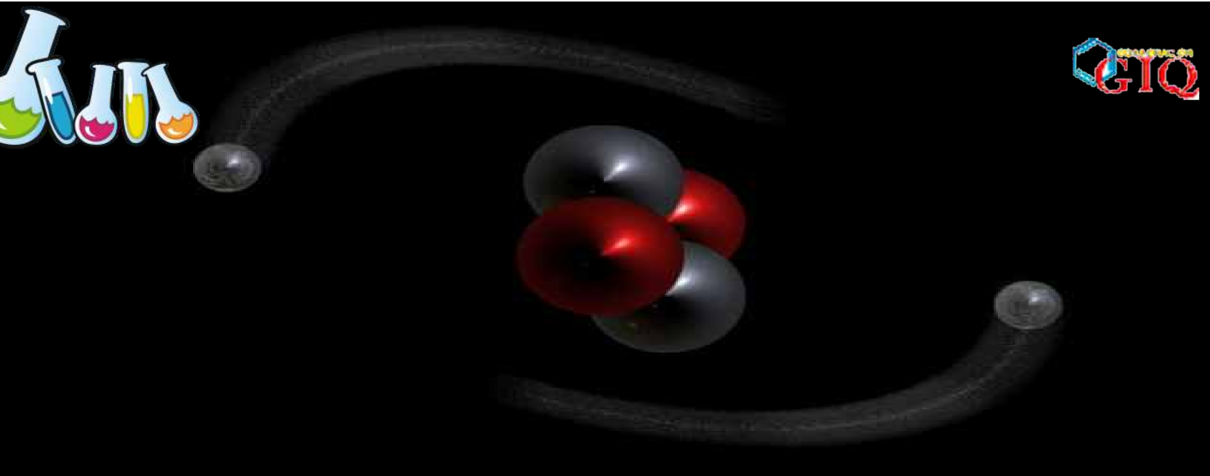
$$\%(V/V) = \frac{\text{Volum en de Soluto}}{\text{Volumen de Solución}} x100$$

Ejemplos:

a) Ciertos aditivos anticongelantes para automotores consisten de una solución de etilenglicol $C_2H_6O_2$, en agua al 40% V/V. ¿Cuántos litros de aditivo podrán obtenerse a partir de 200 litros de etilenglicol?

Datos:
% V/V = 40%
$V_{solución}$ = ?
V_{soluto} = 200 ml Etilenglicol





d) Partes por millón (ppm):

Se define como el número de miligramos de soluto, presentes en un litro de solución.

$$ppm = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{Litro de Solución}}$$

También se puede expresar como las partes de masa de soluto por 1.000.000, de partes de masa de solución. Partes por millón (p.p.m.) = masa de soluto x 1.000.000 masa de solución.

Ejercicios

a) Una muestra de 350 ml de agua, contiene 1,50 mg de ion magnesio Mg^{+2}. ¿Cuál es la concentración de Mg^{+2} en ppm?

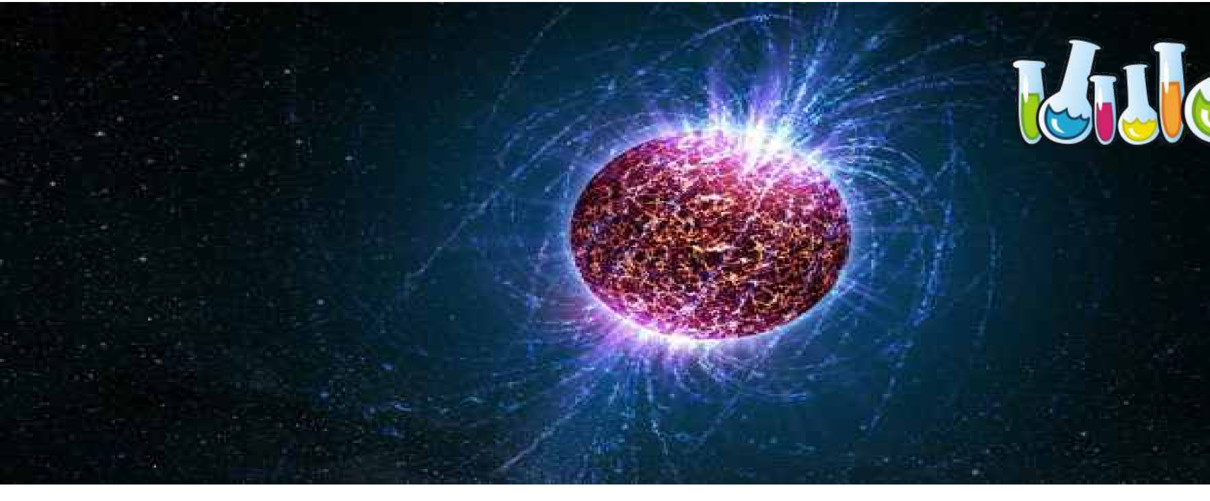
Datos:
V de solución = 350 ml =0,350 litros
W_{Mg+2} = 1.50 mg

$$ppm = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

Utilizamos la fórmula:

$$ppm = \frac{1.50 \text{ mg de } Mg^{+2}}{0.350 \text{ litros}}$$

$$ppm = 4{,}28 \text{ ppm}$$



b) Determinar el volumen de solución necesario para preparar una solución de vitamina C 0.50 ppm, partiendo de 2,0 mg vitamina C

Datos

$V_{solución} = ?$

$W_{vitamina\ c} = 2.0\ mg$

$$ppm = 0.50ppm\ ó\ 0.50\frac{mg}{lt\ de\ solución}$$

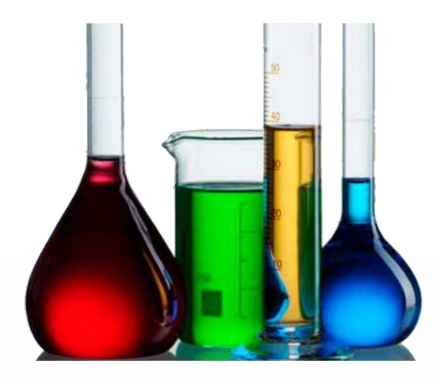
Despejamos el valor del volumen de la ecuación:

$$ppm = \frac{mg\ de\ soluto}{V_{sln}}$$

$$V_{sln} = \frac{mg\ de\ soluto}{ppm}$$

$$V_{sln} = \frac{2.0mg}{0.5\frac{mg}{1lt\ de\ Sln}}$$

$$V_{sln} = 4\ litros$$







2. Para cambiar la concentración de la solución de ácido butanoíco, indicada en el punto 1 al 2 lo más adecuado es.

A. Decantar
B. Adicionar agua
C. Filtrar
D. Evaporar

3. Al cambiar la concentración de la solución de ácido butanoíco del punto 1 al 2, es válido afirmar que:

A. Permanece constante el porcentaje de agua en la solución.
B. Disminuye la concentración de la solución.
C. Disminuye la masa de agua en la solución.
D. Permanece constante la concentración de la solución.

4. A una atmósfera de presión, para cambiar la concentración de la solución de ácido butanoíco, indicada en el punto 2 al 3 el procedimiento más adecuado es.

A. Evaporar a 100°C
B. Filtrar
C. Evaporar a 164°C
D. Decantar

1.1.2 Unidades químicas:

La cantidad de soluto se expresa en moles y equivalentes tales como:

a. Molaridad (M)
b. Molaridad (m)
c. Normalidad (N)
d. Fracción molar



EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS



Responda las preguntas **1** a 4, de acuerdo con la siguiente información.

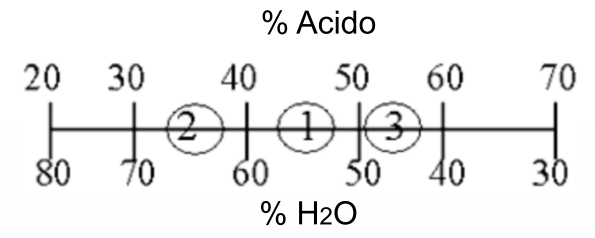
En la tabla se describen algunas propiedades de dos compuestos químicos a una atmósfera de presión.

Sustancia	Fórmula estructural	Punto de ebullición °C
Ácido butanoíco	$CH_3\,CH_2\,CH_2\,C(=O)OH$	164
Agua	H_2O	100

1. Tres mezclas preparadas con ácido butanoíco y agua, se representan en una recta donde los puntos intermedios indican el valor en porcentaje peso a peso (% P/P) de cada componente en la mezcla.

Mezclas de ácido butanoíco en agua.

% Acido



% H_2O






a) Molaridad (M):

Es el número de moles de soluto que hay en cada litro de solución.

$$Molaridad = \frac{Número\ de\ moles}{Litro\ de\ Solución}$$

$$M = \frac{n}{v\ (litro)}$$

Ejemplos:

a) ¿Cuál es la molaridad de una solución, si 500 ml de ella contienen 4 g de NaOH?.

Datos: V = 500 ml
W NaOH = 4 g
M = ?

Convertimos los 500 ml a litros. Por factor de:

$$500\ ml \times \frac{1\ litro}{1000\ ml} = 0.5 litros$$

Los 4 g de NaOH, debemos convertirlos a moles. Como sabemos 1 mol de NaOH pesa 40 gr. entonces por factor de conversión:

$$4\ g\ de\ NaOH \times \frac{1 mol\ NaOH}{40\ g\ de\ NaOH} = 0.1 mol\ NaOH$$



Para determinar la molaridad tenemos que utilizar:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Número de moles}}{\text{Litros de Solución}}$$

$$M = \frac{0.1 \text{ moles}}{0.5 \text{ litros}} = 0.2 \frac{\text{mol}}{\text{litro}} = M$$

b) ¿Cuál es la molaridad de una solución cuando se disuelven 45 g de KOH en 0.8 litros de solución?

Datos: W_{KOH} = 45 g
V = 0.8 litros
M = ?
PM_{KOH} = 56.1 g

Como la molaridad está expresada en moles/litro, entonces convertimos los 45 g de KOH a moles así:

$$45 \text{ g de KOH} \times \frac{1 \text{mol KOH}}{56.1 \text{ g de KOH}} = 0.80 \text{ moles}$$

Utilizamos la fórmula:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Número de moles}}{\text{Litro de Solución}}$$

Reemplazando:

$$\text{Molaridad} = \frac{0.80 \text{ moles}}{0.8 \text{ litros}} = 1 \text{ M}$$







c) ¿Cuántas moles de H_2SO_4 están presentes en una muestra de 37,0 ml de una solución 0.104 M?

Datos:
V = 37,0 ml
M = 0.104 Molar = 0,104 mol/litro
n_{H2SO4}= ?

Inicialmente debemos convertir el volumen que está en ml a litros

$$37{,}0 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ litro}}{1000 \text{ ml}} = 0.037 \text{ litros}$$

Para determinar el número de moles debemos utilizar la fórmula:

$$M = \frac{\text{Número de moles}}{\text{Litro de solución}} = \frac{n}{V\,(\text{litros})}$$

Como lo que necesitamos conocer es el número de moles, entonces despejamos: M x V = n

Reemplazando tenemos $n = 0.104 \dfrac{\text{mol de } H_2SO_4}{\text{Litro de solución}} \times 0.037 \text{ litros}$

de solución = n
n = 0.00385 moles de H_2SO_4 = 3.85×10^{-3} moles de H_2SO_4



EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS

CONTESTE LAS PREGUNTAS 1 Y 2 DE ACUERDO CON LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

A cuatro vasos que contienen volúmenes diferentes de agua, se agrega una cantidad distinta de soluto X, de acuerdo con la siguiente tabla.

VASO	VOLUMEN DE AGUA (ml)	MASA DE X ADICIONAL (g)
1	20	5
2	60	15
3	80	20
4	40	10

En cada vaso, se forman mezclas homogéneas.

1. De acuerdo con la situación anterior, es válido afirmar que la concentración es:

A. Mayor en el vaso 3.
B. Igual en los cuatro vasos.
C. Menor en el vaso 1.
D. Mayor en el 2.

2. Si se evapora la mitad del solvente en cada uno de los vasos, es muy probable que al final de la evaporación.

A. Los cuatro vasos contengan igual masa de la sustancia X.
B. La concentración de las cuatro soluciones sea igual.
C. Disminuya la concentración de la solución del vaso dos.
D. Aumenta la masa de la sustancia X en los cuatro vasos.





3. Se preparó medio litro de una solución patrón del HCl 1M; de esta solución, se extrajeron 50ml y se llevaron a un balón aforado de 100ml, luego se completó el volumen añadiendo agua.

Teniendo en cuenta esta información, es válido afirmar que el valor de la concentración en la nueva solución será igual.

A. Al doble de la concentración en la solución patrón.
B. A la cuarta parte de la concentración en la solución patrón.
C. A la mitad de la concentración en la solución patrón.
D. A la concentración en la solución patrón.

b) Molalidad (m):

La molalidad de una solución, es el número de moles de soluto por kilogramo de solvente.

$$m = \frac{n_{soluto}}{Kg \ \ Solvente}$$

Ejemplos:

a) Determinar la molalidad de una solución, si se agrega 0.345 moles de C_2H_5OH a 168 gramos agua.

Datos: n = 0.345 moles
Solvente = 168 gramos
m = ?

Como el solvente está en gramos, debemos convertir estas unidades a kilogramos.

$$168g\ H_2O x \frac{1kg\ H_2O}{1000g\ H_2O} = 0.168kg\ \ agua$$



Reemplazamos en la fórmula

$$m = \frac{n}{\text{Kg de solvente}}$$

$$m = \frac{0.345\text{molesa}}{0.168\text{Kgdeagua}}$$

$$m = 2.05\frac{\text{mol}}{\text{kgdeH}_2\text{O}} \text{ ó } 2.05\text{mol x Kg}^{-1}$$

$$[\ ] = 2.05\text{m}$$

b) Se disuelven 90 gramos de NaOH en 750 ml de agua. Calcule la concentración molar de la solución.

Datos: W_{NaOH} = 90 gramos
V_{H2O} = 750 ml
m =?

Como conocemos el número de moles del soluto, entonces partimos de los 90 gramos de NaOH.

$$90\text{g NaOHx}\frac{1\text{mol NaOH}}{40\text{g NaOH}} = 2.25\text{ mol NaOH}$$

Tenemos un volumen de 750 ml de

H_2O, el cual debemos pasar a Kg. Sabemos que la densidad del H_2O es 1.0 g/ml

$$\text{Densidad del H}_2\text{O} = \frac{\text{Masa de H}_2\text{O}}{\text{Volumen de H}_2\text{O}} \Rightarrow$$

Masa de H_2O = densidad del H_2O x volumen de H_2O
Masa de H_2O = 1.00 g/ml x 750 ml
Masa de H_2O = 750 g
Pasando 750 g a Kg tenemos = 0.750 Kg
Luego molalidad= $\frac{\text{n de NaOH}}{\text{Kg de H}_2\text{O}}$

$$m = \frac{2.25\text{ moles NaOH}}{0.750\text{ Kg H}_2\text{O}} = 3\text{m}$$







EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS

1. La siguiente tabla muestra información sobre las soluciones I y II.

SOLUCIONES	MASA MOLAR (g/mol)	MASA DE SOLUTO	VOLUMEN DE SOLUCIÓN (cm^3)
I	200	200	1000
II	200	400	500

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Litros solución}}$$

A. La solución I, tiene mayor número de moles de soluto y su concentración es mayor que la solución II.

B. La solución II, tiene menor número de moles de soluto y su concentración es mayor que la solución I.

C. La solución I tiene menor número de moles de soluto y su concentración es mayor que la solución II.

D. La solución II, tiene mayor número de moles de soluto y su concentración es mayor que la solución I.

c) Normalidad (N):

Es el número de equivalentes gramos de soluto, en un litro de solución.

En aquellas reacciones en que participan ácidos y bases, hay que tener en cuenta el número de moles de H^+ o OH^- que contiene un compuesto. Por consiguiente, en estos casos, la concentración del ácido y /o de la base, se expresa en términos de **Equivalentes.** De igual manera, cuando se trata de reacciones de óxido-reducción.

Para determinar el peso equivalente-gramos de un compuesto, se halla el cociente del peso molecular por su carga total, sin tener en cuenta el signo.

Para los ácidos: el equivalente-gramo de un ácido, se determina dividiendo la masa de fórmula-gramo del ácido, entre la cantidad de moles de ión hidrógeno, por mol de ácido utilizado en la reacción.

Un equivalente de H_3PO_4 se halla así:

Un mol de H_3PO_4 tiene una masa molecular de 98 g, y su carga total positiva es 3.

1 eq-g de H_3PO_4 = 1 mol H_3PO_4/3 1 eq-g de H_3PO_4 = 98g/3
1 eq-g de H_3PO_4 = 32.66g

Para las bases: El Hidróxido de Calcio $Ca(OH)_2$, tiene una masa molecular de 74,1g. El número total de cargas negativas es 2.

1 eq-g $Ca(OH)_2$ = 1 mol $Ca(OH)_2$/2
1 eq-g $Ca(OH)_2$= 74.1 g/2
1 eq-g $Ca(OH)_2$ = 37.05 g

Para las sales: el sulfato de Sodio Na_2SO_4, tiene una masa molecular de 142.02 g. La carga total positiva es 2.

1eq-g Na_2SO_4 = 1mol Na_2SO_4/2
1eq-g Na_2SO_4 = 142.02g/s
1eq-g Na_2SO_4 = 71.01g





Ejemplos:

a) Hallar la normalidad de una solución formada por 30 gramos de ácido nítrico en 0.7 litros de solución.
Hallamos los equivalentes gramos de HNO_3 (ácido Nítrico).

Sabemos que HNO_3 pesa 63.01 gramos por mol, que 1 mol HNO_3 tiene un equivalente porque HNO_3 contiene una carga positiva.
Entonces:

$$30 \text{ gramos de } HNO_3 \times \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{63{,}01 \text{ gramos } NHO_3} \times \frac{1 \text{equivalente}}{1 \text{mol} HNO_3} = 0.48 \text{equivlalentes}$$

$$\text{Luego normalidad} = \frac{\text{equivalent e gramo}}{\text{Litros de solución}}$$

$$\text{Normalidad} = \frac{0.48 \text{ equivalent e}}{0.7 \text{ Litros}} = 0.68 \text{ N}$$

b) Una solución de H_2SO_4, se prepara disolviendo 196 g de ácido, en agua suficiente para obtener 500,0 ml de solución. Determinar la normalidad de la solución.

Datos:
W_{H2SO4}= 196 g.
V_{sln} = 500,0 ml = 0,500 litros
P.M H_2SO_4 = 98,1 gramos/mol
1 mol H_2SO_4 = 2 equivalente porque tiene $2H^+$



Convertimos los gramos a equivalentes gramos así:

$$196\text{ g de } H_2SO_4 \times \frac{1\text{ mol} H_2SO_4}{98{,}1\text{ g de } H_2SO_4} \times$$

$$\frac{2\text{equiv} - \text{gde}H_2SO_4}{1\text{mol}H_2SO_4} = 4\text{eq.gramosde}H_2SO_4$$

Reemplazamos en la fórmula:

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{Eq} - \text{gramos}}{\text{Litro de s/n}}$$

$$N = \frac{4\text{ eq. gramo } H_2SO_4}{0{,}500\text{ Litros}}$$

$$N = 8$$

d) Fracción molar: la fracción molar de un componente A (X_A) de una solución, es la relación que hay entre el número de moles de A en la solución (n_A) y la suma de los números de moles de todos los componentes de la solución.

Fracción Molar equivale a: $= X_A = \dfrac{n_A}{n_A + n_B + n_c + \ldots}$, $\sum X_n = 1$

Ejemplos:

a) Calcular las fracciones molares de benceno (X_B) y del tolueno (X_T) en una mezcla de 0.8 moles de benceno y 1.6 moles de tolueno.







EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS

1. Indique en cada uno de los siguientes enunciados, cuál es verdadero (V) y cuál es falso (F).

( )Una solución es una mezcla homogénea.
( )Cuando se disuelve azúcar en agua, las moléculas de azúcar no se pueden ver al microscopio.
( )Las soluciones verdaderas son totalmente uniforme.
( )Una solución sólida resulta de disolver un sólido en agua.
( )En una mezcla de agua y alcohol el agua es siempre el solvente.
( )Todos los líquidos que son solubles entre sí, se dice que son miscibles.
( )Una suspensión es una mezcla heterogénea de dos o más sustancias.
( )Todas las mezclas de gases, en cualquier proporción, son soluciones.
( )Una solución sobresaturada, es aquella que contiene más soluto que el requerido para el equilibrio, bajo ciertas condiciones definidas.
( )La velocidad a que se disuelve una sustancia, aumenta cuando la mezcla se agita vigorosamente.
( )Los sólidos finamente pulverizados, se disuelven a una velocidad mayor que la misma cantidad de sólido sin pulverizar.
( )En general la solubilidad de un sólido, aumenta al aumentar la temperatura.
( )Con el fin de disolver más soluto, una solución debe ser siempre calentada.
( )La solubilidad de los gases en agua disminuye cuando se disminuye la presión.
( )La composición de las soluciones es variable.



Luego los valores de las fracciones molares son:

$$X_{sacarosa} = \frac{0,015}{0.030 + 0.078 + 0.567}$$

$$X_{sacarosa} = \frac{0,015 \text{ moles de sacarosa}}{0.675 \text{ moles totales}}$$

$$X_{sacarosa} = 0,022$$

$$X_{CH3COOH} = \frac{0.78 \text{ moles } CH_3COOH}{0.030 + 0.078 + 0.567}$$

$$X_{CH3COOH} = \frac{0.78 \text{ moles } CH_3COOH}{0.675 \text{ moles totales}}$$

$$X_{CH3COOH} = 0.12$$

$$X_{H_2O} = \frac{0.567 \text{ moles } H_2O}{0.030 + 0.078 + 0.567}$$

$$X_{H_2O} = \frac{0.567 \text{ moles } H_2O}{0.675 \text{ moles totales}}$$

$$X_{H_2O} = 0.84$$





GIQ

$$X_B = \frac{n_B}{n_B + n_T} = \frac{0.8 \text{ molesbenceno}}{0.8 + 1.6} = \frac{0.8 \text{ molesbenceno}}{2.4 \text{ molestotales}}$$

$X_B = 0.33$

$$X_T = \frac{n_T}{n_T + n_B} = \frac{1.6\text{molestolueno}}{1.6 + 0.8} = \frac{1.6\text{molestolueno}}{2.4 \text{ molestotales}}$$

$X_T = 0.67$

b) Calcular las fracciones molares de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$, de ácido acético (CH_3COOH) y del H_2O en una solución 5,5 g de sacarosa, 4,7 g de ácido acético y 10.2 g de H_2O.

Datos: $W_{sacarosa} = 5.5$ g
$W_{CH3COOH} = 4.7$ g
$W_{H2O} = 10.2$ g

Con el valor de estos pesos podemos determinar el número de moles de cada una de las sustancias así:

$$n_{C12H22O11} = \frac{W \text{ sacarosa}}{PM \text{ sacarosa}} = \frac{5.5 \text{ g}}{374 \text{ g/mol}} = 0.015 \text{moles}$$

$$n_{CH3COOH} = \frac{W_{CH3COOH}}{PM_{CH3COOH}} = \frac{4.7 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 0.078 \text{moles}$$

$$n_{H2O} = \frac{W_{H_2O}}{PM_{H_2O}} = \frac{10.2 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 0.567 \text{moles}$$



( )La densidad de una solución es menor en la superficie que en el fondo del recipiente que la contiene.

( )Soluto es el componente que está en mayor cantidad en una solución.

2. La fracción molar se define como la fracción mol correspondiente a determinado componente (soluto o solvente) en el total de moles de la solución. Se expresa:

$$x = \frac{\text{número de moles del componente}}{\text{número total de moles en solución}}$$

De la fracción molar de cloruro de sodio en 100 gramos de solución al 30% (P/P) podemos afirmar que:

A. Es la relación de las moles de cloruro de sodio y los litros de solución.
B. Es la relación de las moles de agua en la solución.
C. Es la relación de las moles de cloruro de sodio y las moles totales de la solución.
D. Es la relación entre moles de agua y moles cloruro de sodio y agua.

3. Utilizando 1 mol de la sustancia J y agua, se prepara un litro de solución: si a esta solución se le adicionan 200 ml de agua, es muy probable que:

A. Permanezca constante la concentración molar de la solución.
B. Se aumente la concentración molar de la solución.
C. Se disminuya la fracción molar de J en la solución.
D. Permanezca constante la fracción molar de J, en la solución.







2 - CINÉTICA QUÍMICA

Qué es?

Reacciones Químicas

CINÉTICA QUÍMICA

Se caracteriza por

Estudia las velocidades de las reacciones químicas

Difiere de

Clases de reacciones
Estequiometría
Equilibrio Químico

Qué campos abarca

Naturaleza de los reactivos

Para que se produzca una reacción química es necesario que haya ruptura de enlaces.
Los compuestos orgánicos generalmente lo hacen a temperatura ambiente

Concentración de los reactivos

En muchos casos al aumentar la concentración de algunos de los reactivos aumenta la velocidad de reacción

Temperatura de la reacción

Un aumento de la temperatura aumenta la velocidad de una reacción, debido a que el movimiento de las partículas aumenta y por tanto el choque entre ellas

Superficie de contacto

Si se agita por ejemplo una mezcla de reactivos, esto hace que el choque de las moléculas sea más eficaz aumentando la velocidad de reacción

Catálisis

Es un proceso en el que se modifica la velocidad de una reacción mediante el empleo de un catalizador

La velocidad de reacción es la rapidez con la que se forman los productos o se consumen los reactivos.

La velocidad de una reacción química, es proporcional a las masas activas de los reactivos. Las masas activas están relacionadas con la concentración molar relativa de los reactivos en moles por litro, para soluciones líquidas y gaseosas.

Ley de acción de masas

Para una reacción general $aA + bB \quad cC + dD$



La velocidad de la reacción global, de acuerdo con la ley de acción de masas, es proporcional a las concentraciones de los reactivos en moles por litros, elevadas a ciertas potencias:

Velocidad a $[A]^x [B]^y$

$V = K [A]^x [B]^y$

EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS

1. La cinética química estudia la velocidad a la cual ocurre una reacción química y los factores que influyen dicha velocidad.

¿Cómo se puede incrementar la velocidad de reacción entre el mármol granulado (carbonato de calcio) y el ácido nítrico diluido?

A. Adicionando agua al ácido
B. Haciendo más concentrado el ácido.
C. Utilizando un gran volumen de ácido.
D. Usando gránulos más grandes de mármol.

2. Describa lo que le pasa a la velocidad de la siguiente reacción para cada uno de los cambios indicados:

$H_{2(g)} + Br_{2(g)} \quad 2\,HBr_{(g)}$

- Aumento de Br_2
- Disminución de H_2
- Aumento de la temperatura
- Aumento de la presión









3 - EQUILIBRIO QUÍMICO

EQUILIBRIO QUÍMICO

Se caracteriza por

Ser el estado final de una reacción reversible , en el cual las concentraciones de las sustancias son constantes

Qué campos abarca

Reacciones irreversibles

Termina cuando, por lo menos, uno de los reactivos se ha consumido

Reacciones reversibles

Cuando los productos formados pueden reaccionar entre sí para dar las sustancias de partida



Constante de equilibrio

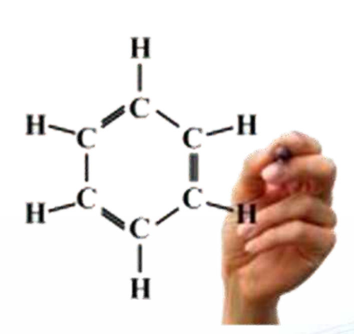
La constante de equilibrio (K_e) para cualquier sistema, es igual al cociente del producto de las sustancias del segundo miembro de la ecuación, entre el producto de las concentraciones de las sustancias del primer miembro de la ecuación, teniendo en cuenta que cada concentración, estará elevada a una potencia igual al coeficiente de la respectiva sustancia en la ecuación química balanceada.

Reactivos → Productos
1^er^miembro 2^do^miembro

Ejemplo: $aA + bB \rightleftarrows cC + dD$

Entonces la constante de equilibrio Ke es:

$$Ke = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

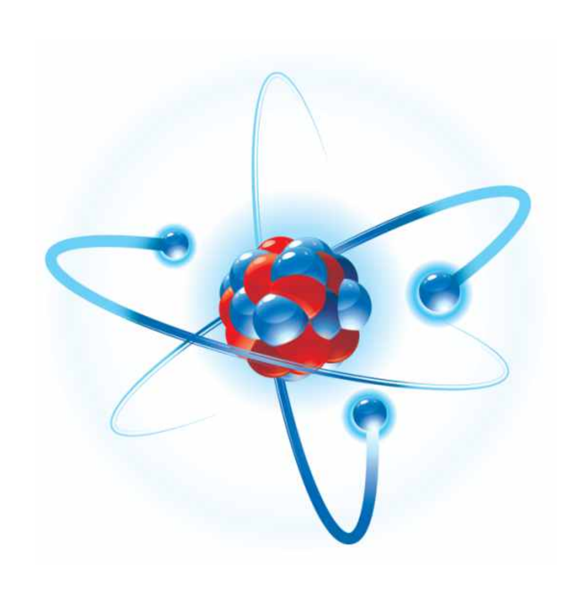






Ejemplos:

Escribir una expresión para la constante de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones homogéneas:



a) $H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$

$$Ke = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]}$$

b) $2H_2 + O_2 \rightleftarrows 2H_2O$

$$Ke = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2 \times [O_2]}$$

c) $2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$

$$Ke = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$$

Ejercicios complementarios:

Escribir la constante de equilibrio de las siguientes reacciones:

1) $2HI_{(g)} \leftrightarrows H_{2(g)} + I_{2(g)}$

2) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}$

3) $PCl_{5(g)} \leftrightarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$

4) Para la reacción general aA(g) + bB(g) cC(g) + dD(g)



La expresión para la constante de equilibrio, Kc, es la siguiente:

$$Kc = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

5) Para la reacción 2A + 3B   2C, la constante de equilibrio es:

A. $Kc = \frac{[3C]}{[A]^2 [B]^3}$

B. $Kc = \frac{[C]^2}{[A]^2 [B]^3}$

C. $Kc = \frac{[A]^2 [B]^3}{[C]^2}$

D. $Kc = \frac{[A]^2 [B]^2}{[C]^3}$

Cambios en el equilibrio

Los cambios ocurridos en el equilibrio, se rigen por un principio general, el Principio de le Chatelier.

El principio de le Chatelier dice**:** "Si un sistema en equilibrio es perturbado, el sistema cambiará para contrarrestar la perturbación".

Una perturbación es cualquier cambio en la presión, concentración o temperatura de un sistema. Existen dos formas decontrarrestar la "perturbación" en un sistema: el equilibrio puede desplazarse, o con la constante de equilibrio puede cambiar.





Factores que afectan el equilibrio

Cuando un sistema que se encuentra en equilibrio, es sometido a una acción externa que lo perturba, el equilibrio se desplaza hasta alcanzar nuevamente el equilibrio.

El equilibrio puede ser perturbado por, cambios de concentración, presión, temperatura, volumen.

a) Cambios de concentración: Cuando se aumenta la concentración de una de las sustancias, el equilibrio se desplaza en el sentido de consumirse la sustancia agregada.

Considere la ecuación: $A + B \quad C + D$

Si se aumenta la concentración de A o B (reactivos), se rompe el equilibrio y se desplaza hacia la derecha, produciendo más producto: C y D, el equilibrio se restablece cuando se consume el exceso de A.

b) Cambios de presión: los cambios de presión, son importantes, solo en reacciones gaseosas, y se tiene en cuenta que el volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión a temperatura constante.



Considere la reacción:

$2KCl + 3O_2 \rightarrow 2KClO_3$

2 vol + 3 vol → 2 vol

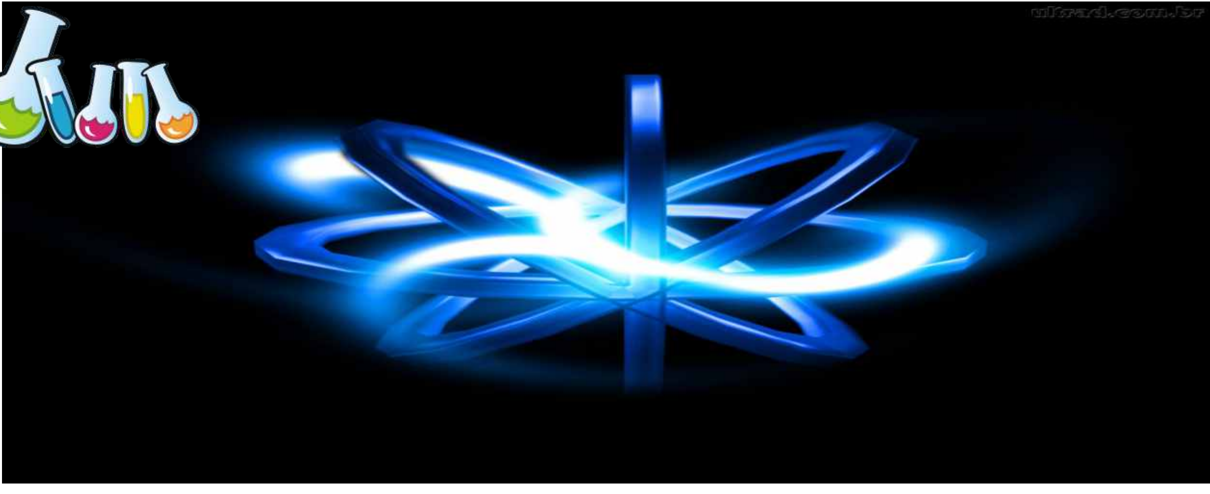
5 volúmenes 2 volúmenes de producto

Los reaccionantes tienen mayor volumen que los productos.

Si se aumenta la presión en el sistema, el equilibrio se desplaza hacia donde hay menor volumen, formando más $KClO_3$; si se disminuye la presión, el equilibrio se desplaza hacia donde hay mayor volumen, formando más KCl y O_2, los cambios de presión no afectan el equilibrio cuando el volumen en reaccionantes y productos es el mismo.

c) Cambios de temperatura: si una reacción química, absorbe calor (es endotérmica), éste se coloca en los productos, en kilocalorías y con signo positivo (+); si desprende calor (es exotérmica), éste se coloca en los productos, en kilocalorías con signo negativo (-). Si se aumenta la temperatura, el sistema reacciona en el sentido de gastar el calor añadido.





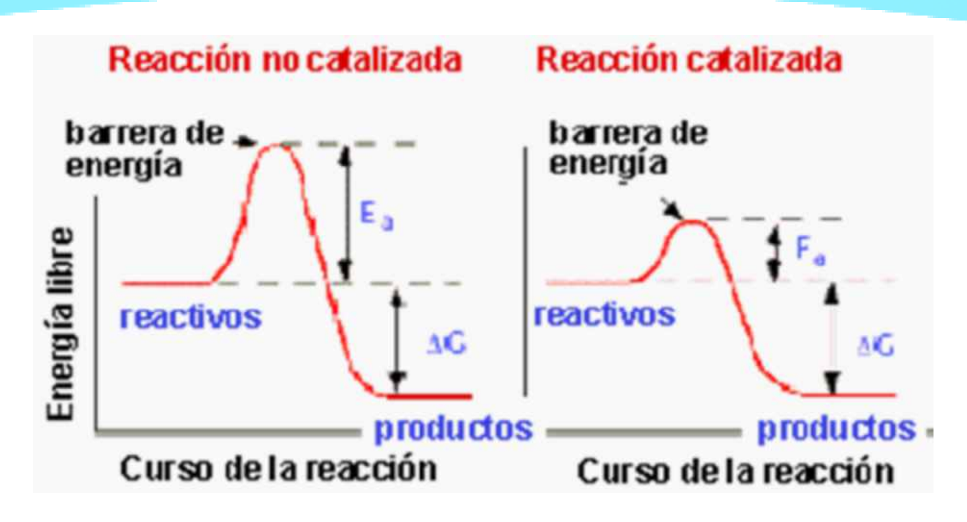
En esta forma, si la reacción es endotérmica, se desplaza hacia los productos, y si es exotérmica, se desplaza hacia los reactivos.

Ejemplo:

$2H_{2(g)} + CO_{(g)} \leftrightarrows CH_3OH_{(g)} - 22Kcal$

La reacción es exotérmica, si se aumenta temperatura del sistema, la reacción se desplaza hacia la izquierda para gastar el calor y restablecer el equilibrio con una constante menor que la original. Al contrario, si se disminuye la temperatura, se desplaza hacia la derecha favoreciendo la formación de metanol.

La constante de equilibrio, es función de la temperatura, por lo tanto la temperatura es el único factor que afecta el valor de la constante.



Ejercicios complementarios

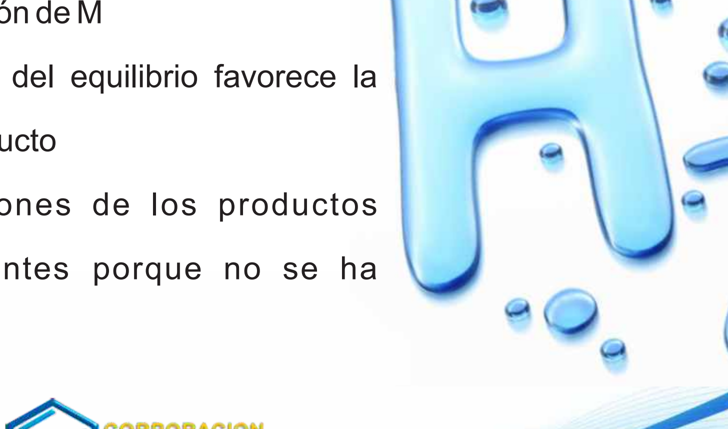
1) Si se añade más cantidad de M, a un sistema en equilibrio M + N ⇆ R + S, dicho sistema tenderá a oponerse a este aumento, se desplazará buscando el equilibrio, es decir que:

A. El equilibrio se desplaza hacia los reactivos porque se ha agregado M

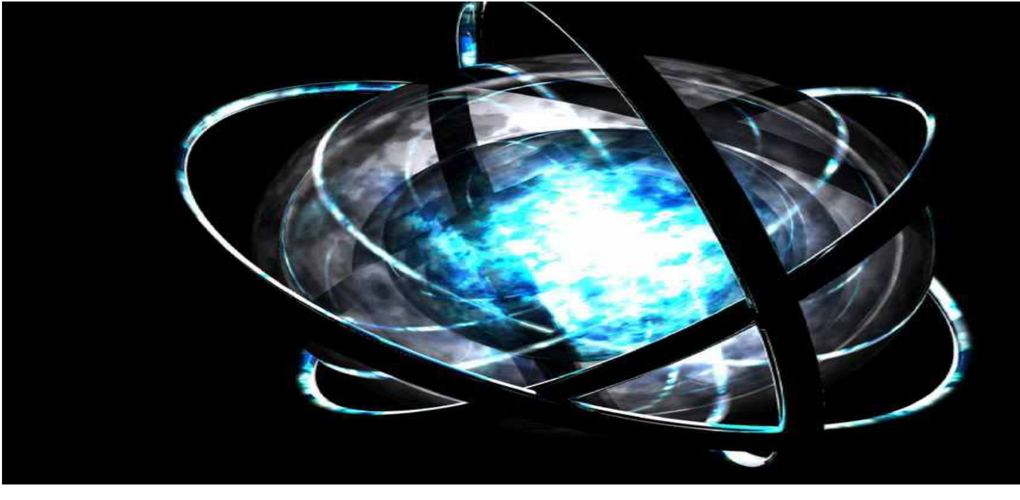
B. Las concentraciones de los productos disminuyen por la adición de M

C. El desplazamiento del equilibrio favorece la formación de más producto

D. Las concentraciones de los productos permanecen constantes porque no se ha agregado R y S







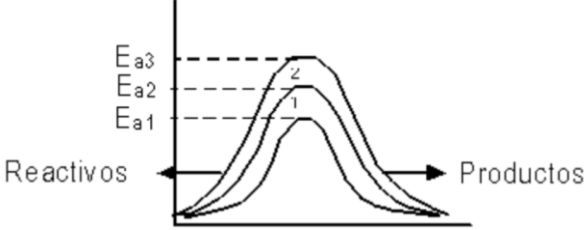
d) Cambio de volumen del recipiente: si el volumen del recipiente de un sistema en equilibrio aumenta, la presión disminuye y la reacción se desplaza en la dirección de producir más moles de gas para restaurar el equilibrio con la constante original.

La variación del volumen del recipiente donde ocurre la reacción, conlleva una variación en las concentraciones de las sustancias reaccionantes, y por tanto de la presión.

e) Catalizadores: la adición de un catalizador no afecta el equilibrio de un sistema, ya que acelera o retarda de igual manera la velocidad de la reacción directa e inversa, pero sí afecta el tiempo en el cual se alcanza el equilibrio.



El diafragma muestra el efecto del catalizador sobre la energía de activación



4. Representa un catalizador positivo:

A. La trayectoria 2

B. La trayectoria 1

C. La trayectoria 3

D. El diagrama no es suficiente para mostrar la naturaleza del catalizador

5) De la reacción: $CO_{(g)}+2H_{2(g)} \leftrightarrows CH_3OH_{(g)}+\Delta H=22Kcal$

Se puede decir que al emplear un catalizador negativo ocurre:

A. La energía de activación disminuye

B. La entalpía (DH) disminuye

C. La entalpía aumenta

D. La entalpía permanece constante





2. Anticipe los efectos de cada uno de los siguientes cambios de concentración en:

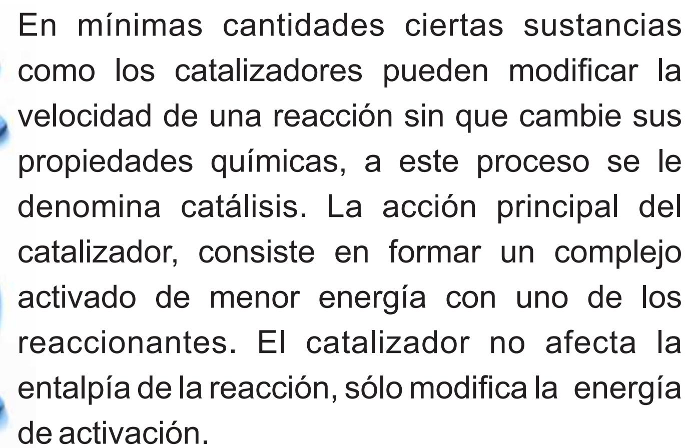
$NO_{2(g)} + SO_{2(g)} \qquad SO_{3(g)} + NO_{(g)}$

A. Disminución de [NO]
B. Aumento de $[SO_3]$
C. Aumento de $[SO_2]$

3. Escriba la expresión de la constante de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones:

$CH_{4(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftarrows CH_3Cl_{(g)} + HCl_{(g)}$
$4NH_{3(g)} + 5O_2 \rightleftarrows 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$
$4H_2O_{(g)} + 3Fe_{(g)} \rightleftarrows Fe_3O_{4(s)} + 4H_{2(g)}$

Las preguntas 4 y 5 se responden con base en la siguiente información:



En mínimas cantidades ciertas sustancias como los catalizadores pueden modificar la velocidad de una reacción sin que cambie sus propiedades químicas, a este proceso se le denomina catálisis. La acción principal del catalizador, consiste en formar un complejo activado de menor energía con uno de los reaccionantes. El catalizador no afecta la entalpía de la reacción, sólo modifica la energía de activación.

Cuando el catalizador es positivo la velocidad de la reacción aumenta, si el catalizador es negativo, el proceso es más lento.

4.1 Ionización del agua

Al agua se le considera como un no electrolito sin embargo, se puede demostrar que aún el agua pura contiene algunos iones, los cuales se derivan de la autoionización de la molécula del agua.

La reacción se presenta así:

$$2H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^-$$

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

La ionización del agua da iones **hidronio** H_3O^+(abreviado a veces H^+), iones **hidróxido** OH^-.
Como la ionización alcanza un estado de equilibrio, presenta entonces una constante de equilibrio, llamada en este caso constante de disociación.

$$Ke = \frac{[H_3O^+]\,[OH^-]}{[H_2O]^2} \text{ ó } Ke = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]},$$

$$[H_3O^+] * [OH^-] = Kw$$

donde

$$[H^+] * [OH^-] = Kw$$





4 - ÁCIDOS Y BASES

Ácidos y bases según la teoría de Arrhenius

Ácido: sustancia que al ionizarse en el agua produce iones hidrógeno (H^+)

Ejemplo: $HCl \quad H^+ + Cl^-$

$H_2SO_4 \quad H^+ + HSO_4^-$

$HSO_4^- \quad H^+ + SO_4^=$

Si cada molécula al disociarse cede un Protón (H^+), el ácido se denomina Monoprótico, si cede dos protones Diprótico; y en general Poliprótico cuando ceden varios protones.

Bases: Sustancia que al ionizarse en el agua produce iones Hidroxilo (OH^-)

Ejemplo:

$KOH \quad K^+ + OH^-$

$Ca(OH)_2 \quad Ca^{+2} + 2(OH)^-$

$Al(OH)_3 \quad Al^{+3} + 3(OH)^-$



4.2. Concepto de pH y pOH

pH: en una solución acuosa, es igual al logaritmo negativo de la concentración de iones **hidronio,** expresado en moles/litros.

$$pH = -Log\left[H^+\right] \text{ ó } pH = Log\frac{1}{\left[H^+\right]}$$

$$\text{En el agua pura: } \left[H^+\right] = \left[OH^-\right] = 1.x10^{-7}$$

mol/litro por tanto:

$pH = log\ 1x10^{-7} \supset pH = 7$

Una solución neutra tiene un pH = 7
En medio básico tiene un pH > 7
En medio ácido tiene un pH < 7

pOH: en una solución acuosa, es igual al logaritmo negativo de la concentración de iones **hidróxido**, expresado en moles/litros.

$$pOH = -Log\left[OH^-\right] \text{ ó } pOH = Log\frac{1}{\left[OH^-\right]}$$

$$\text{como } \left[H^+\right]\left[OH^-\right] = 1x10^{-14}$$

$$\text{Entonces } pH + pOH = 14$$

$$\text{También: } [H^+] = 10^{-pH} \text{ y } [OH^-] = 10^{-pOH}$$









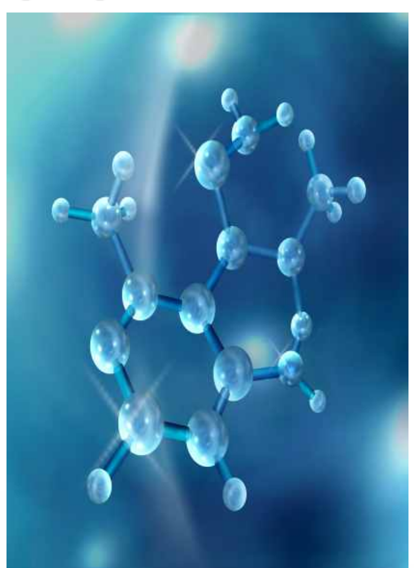
Se ha encontrado una constante denominada producto iónico del agua (Kw) cuyo valor experimental es 1,0 x 10^{-14} en el agua pura a 25°C. Luego:

$$Kw = [H_3O^+][OH^-] = 1.0x10^{-14} \frac{mol^2}{litro^2}$$

En el agua neutra:

$[H^+] = 1.0x10^{-7}$ mol/litro

$[OH^-] = 1.0x10^{-7}$ mol/litro



En la solución ácida:

$[H^+] > [OH^-]$

$[H^+] > 1.0x10^{-7}$ y $[OH^-] < 1.0x10^{-7}$

En la solución básica:

$[H^+] < [OH^-]$

$[H^+] < 1.0x10^{-7}$ y $[OH^-] > 1.0x10^{-7}$

En la solución neutra:

$[H^+] = 1.x10^{-7}$ y $[OH^-] = 1.x10^{-7}$



Ejemplos

a) Cuál es el pH de una solución si su $[H^+]$ es 2 x 10-3 mol/litro.

Sabemos que: $pH = -\text{Log}\left[H^+\right]$ ó $pH = \text{Log}\frac{1}{\left[H^+\right]}$

Reemplazamos

$$pH = \text{Log}\frac{1}{\left[2x10^{-3}\right]} = \text{Log}\frac{10^3}{2} = 2{,}70$$

Luego el pH de la solución es 2,70. Por lo tanto es una solución ácida.

b) Calcular el pH de la solución de NaOH, cuya concentración $4.5x10^{-3}$ mol/litro.

Sabemos que: $pOH = -Log[OH^-]$

Reemplazamos:

$pOH = -Log\ (4.5x10^{-3})$

$pOH = 2{,}347$

Luego, como sabemos $pH + pOH = 14$

entonces: $pH = 14 - pOH$
$pH = 14 – 2.347$
$pH = 11.653$

Luego la solución es básica.









QUÍMICA ORGÁNICA

La química orgánica que también es llamada la química del carbono es una de las ramas de la química que se encarga de estudiar los compuestos químicos que tienen al Carbono el cual forma enlaces covalentes de carbono- carbono junto con átomos de hidrógeno.

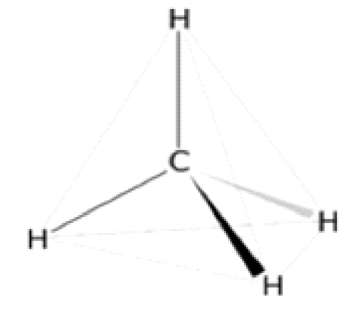
La primera clasificación de los productos químicos como tal se hizo en dos grupos tomando en cuenta su origen y por eso se los clasificó en minerales, animales y vegetales, Mas adelante Antoine Lavoissier demostró que los productos animales vegetales están constituidos principalmente por Carbono e Hidrógeno y en alguna proporción menor de Nitrógeno, azufre y oxígeno, más adelante, Berzelius realizó la clasificación de los elementos químicos en:

Orgánicos: aquellos que provienen de organismos vivos

Inorgánicos: Los que proceden de elementos no vivos o materia sin animación.

Más adelante se realizó a partir de diferentes fuentes de ácidos grasos y de algunos hidróxidos como el de Potasio y el de Sodio, la preparación de jabones los cuales eran productos orgánicos derivados de productos naturales.

Actualmente existen gran cantidad de compuestos orgánicos los cuales se explican por las características del átomo de carbono el cual, por se lo identifica por la presencia de cuatro electrones de valencia en su nivel más externo (electrones de valencia) y por esto necesita otros cuatro electrones para complementar su regla del octeto y es así como forma cuatro enlaces covalentes, los cuales según su organización se pueden clasificar según sus características en la **HIBRIDACIÓN DEL CARBONO**





El Carbono forma enlaces covalentes con la facilidad para conformar la ley del octeto, o sea, alcanzar la configuración más estable y con ellos se formarán varios tipos de cadenas que pueden ser cerradas (cíclicas) y abiertas (lineales y ramificadas)

LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

La denominación de compuesto orgánico viene de la antigüedad, donde se creía falsamente que solo los seres vivos eran los únicos que podían hacer síntesis de compuestos de carbono, sin embargo, la diferencia existente entre los compuestos orgánicos e inorgánicos ha ido desapareciendo, la expresión de química orgánica se mantiene por varias razones, entre ellas porque todo compuesto considerado como orgánico contiene carbono o que este elemento forma parte de un número casi ilimitado de combinaciones por la gran capacidad de los átomos de carbono de unirse entre si.

En la época moderna, la química orgánica se encarga del estudio de los compuestos orgánicos de origen natural y también de los obtenidos en el laboratorio a manera de prácticas experimentales como lo son: Fármacos, alimentos, productos derivados del petróleo. Etc.

Diferencias entre los compuestos orgánicos e inorgánicos

Los compuestos orgánicos ofrecen una serie de características que los distinguen de los compuestos inorgánicos, generalmente se afirma que son iónicos todos los compuestos inorgánicos y que son solubles en agua y que como característica presentan puntos de fusión y ebullición altos y como diferencia, los compuestos orgánicos son caracterizados por la presencia de enlaces covalentes, bajos puntos de fusión y ebullición, se solubilizan en solventes orgánicos no polares (éter, alcohol) y generalmente son líquidos volátiles o sólidos que sus densidades se aproximan a la unidad







También presentan diferencias en que los compuestos inorgánicos reaccionan casi siempre de manera inmediata y esas reacciones son iónicas y sencillas y con alto rendimiento en cuanto a cantidad, mientras que las reacciones orgánicas son complejas y lentas y de rendimiento limitado, realizandose generalmente con la ayuda de elevadas temperaturas y el uso de catalizadores que potencializan la reacción.

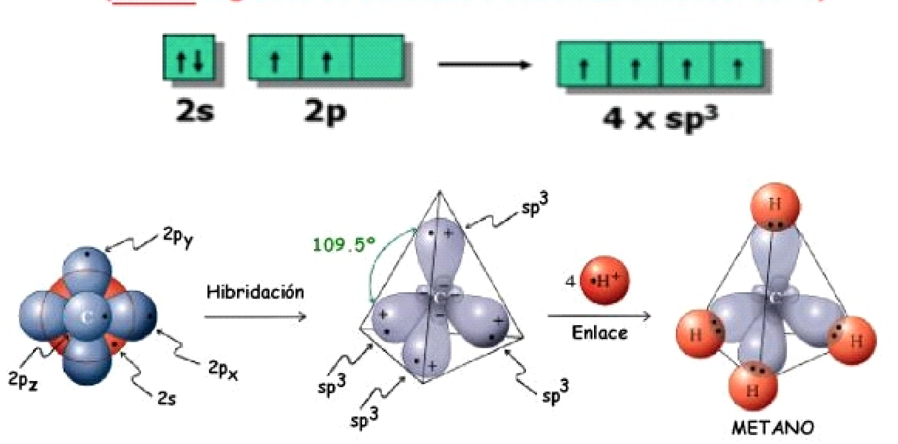
	Compuestos orgánicos	Compuestos inorgániocos
elementos consttuyentes	C,H,O,N,S,P y halógenos	103 elementos
Estado físico	Líquidos y gaseosos	Sólido, liquido y gaseoso
Volatilidad	Volátiles	No volátiles
Solubilidad en agua	Solubles	insolubles
Densidades	Aprox a la unidad, baja	mayor que la unidad, altas
Velocidad de reacción temp. ambiente	Lentas y limitadas	Rápidas y alto rendimient
Temperatura superior	Rápidas y explosivas	Muy rápidas
Catalizadores	si	Generalmente no
Tipo de enlace	Covalente	Generalmente iónico

HIBRIDACIÓN DE ORBITALES ATÓMICOS EN EL CARBONO

La hibridación es la mezcla de orbitales puros en un estado de exitación para formar orbitales híbridos equivalentes con orientaciones determinadas en el **espacio**.

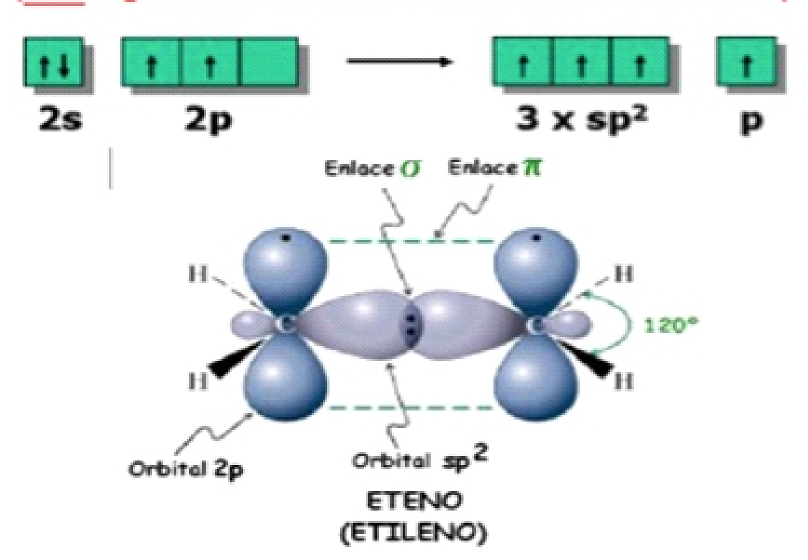
HIBRIDACIÓN SP^3 o TETRAEDRICA

Se genera en compuestos en los que el carbono presenta solamente enlaces simples, o sea en los hidrocarburos saturados o alcanos, en los cuales se ha demostrado que forman una figura piramidal perfecta en la cual todos sus enlaces tienen entre ellos una distancia de 1090 28', dirigidos cada uno de ellos hacia los vértices de la pirámide o tetraedro, dando espacio asi para llenarse con los cuatro electrones que le faltan para completar su estabilidad. La hibridación tetraedral da origen a la serie de los alcanos o hidocarburos saturados



HIBRIDACIÓN sp^2 o TRIGONAL

En la hibridación digonal se hace la hibridación de los orbitales 2s, 2px y 2py , resultando tres orbitales idénticos sp^2 y un electrón en un orbital puro 2pz , la hibridación trigonal da origen a la serie de los alquenos

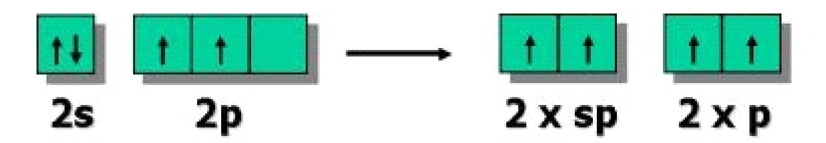






HIBRIDACIÓN sp O DIGONAL

Es aquella que por su estructura va a dar origen a la serie de los alquinos.



NOMENCLATURA DE COMPUESTOS ORGÁNICOS

Los compuestos orgánicos reciben su nomenclatura de acuerdo a su estructura, número de carbonos y tipo de enlaces que lo conforman y la nomenclatura se da de acuerdo al tipo de cadenas, sean lineales, ramificadas o cíclicas.

1. CADENAS LINEALES:

Cuando una cadena es lineal o normal o sea, no tiene ningún tipo de ramificación reciben su nomenclatura por dos situaciones:

a. **Tipo de enlaces:** Cuando los enlaces que forman la cadena son todos simples, pertenece al grupo funcional de los **alcanos** y se les coloca un sufijo al nombre que en este caso sería la terminación **ano**, cuando en la cadena hay al menos un enlace doble pertenece al grupo funcional de los **alquenos** y su terminación será **eno** y si por el contrario presenta al menos un enlace triple, pertenecerá al grupo funcional de los **alquinos** y su terminación será **ino**.

Ejemplos:

$CH3 – CH2 – CH2 – CH3$

Esta cadena, si vamos a nombrarla debemos tener en cuenta que tiene 4 carbonos y que todos los enlaces dentro de ella son simples o sencillos, por los que su terminación será ano y el tener cuatro carbonos lo hará nombrarse de acuerdo a un prefijo que se determina de acuerdo al número de carbonos así:



Met: 1	Pent: 5	Non: 9
Et: 2	Hex: 6	Dec: 10
Prop: 3	Hept: 7	
But: 4	Oct: 8	

$$CH_3 – CH_2 – CH_2 – CH_3$$

Por lo tanto al tener cuatro átomos de carbono y todos los enlaces sencillos recibirá el prefijo: but, y los enlaces sencillos lo incluye en el grupo funcional de los alcanos, por lo tanto se llama **BUTANO.**

Si esta misma cadena tuviera la presencia de un doble enlace habria que identificar su posición y por lo tanto su nombre cambiaría ya que el grupo funcional presente va a ser **alqueno** y su nombre final sería **BUTENO**

$$Ch_3 – CH = CH – Ch_3$$

Ahora como ejemplo vamos a darle el nombre a la siguiente cadena:

$$Ch_3 – CH_2 – CH_2 – CH_2 – CH_2 – CH_3$$

Lo primero es identificar el número de carbonos lo cual indica su prefijo que para este caso sería de seis, y así su prefijo es hex, y como todos los enlaces son sencillos entonces pertenece a la serie de los alcanos y su sufijo o terminación será ano, quedando como resultado el nombre de la cadena HEXANO

Cuando se tiene una cadena como la anterior y en ella hay presencia de un enlace doble, esta posición debe de ser identificada cuando se da el nombre a la cadena enumerandola y dando la posición exacta del enlace. Para enumerar la cadena se toma en cuenta la posición del enlace múltiple y su mayor cercanía al extremos de la cadena, así

6 5 4 3 2 1

$$CH_3 - CH - CH_2 - CH_2 - CH = CH_2$$







Al identificar las posiciones se ubica el enlace y el número de carbonos y su nombre será: **1- hexeno**

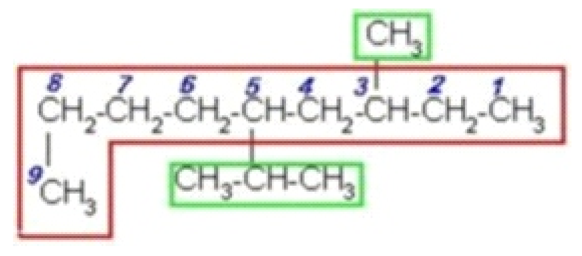
Ahora miremos otro ejemplo:

$$CH_3—C{\equiv}C—CH_2—CH_3$$

2-pentino

2. CADENAS RAMIFICADAS O ARBORECENTES:

En las cadenas lineales o normales se lleva un orden que se ve alterado cuando la cadena tiene algún tipo de ramificación (porción que se desprende de la cadena principal), en este caso lo primero que se debe hacer es identificar de manera consecutiva cual es la cadena más larga, de resto las esturcturas que queden por fuera de la cadena serán ramificaciones



Después se enumera la cadena y se procede a nombrarla.

Ejemplos:

$$\begin{array}{c} CH_3 \\ | \\ CH_3—CH—CH_3 \end{array}$$

2-metilpropano

$$\begin{array}{ccccccccccc} 6 & & 5 & & 4 & & 3 & & 2 & & 1 \\ CH_3 & - & CH & - & CH_2 & - & CH_2 & - & CH & = & CH_2 \\ & & | & & & & & & & & \\ & & CH_3 & & & & & & & & \end{array}$$

5-metil-1-hexeno



CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

Los compuestos orgánicos se clasifican según su **GRUPO FUNCIONAL.** El grupo funcional corresponde al átomo o grupo de átomos que determinan las propiedades físicas y el comportamiento químico de un compuesto , por ejemplo el propano corresponde al grupo de los alcanos porque todos sus carbonos presentan enlaces simples y esta particularidad hace que este compuesto sea muy estable químicamente, poco reactivo y su bajo peso molecular hace que en condiciones ambientales se encuentre en estado gaseoso; si a una cadena de tres carbonos cambiamos uno de sus enlaces de Hidrogeno por un enlace con el **grupo funcional Hidroxilo – OH** , el propano se convertiría en un alcohol llamado propanol cuyas características son muy diferentes tanto es sus propiedades físicas como químicas.

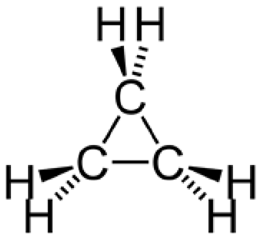
Los grupos funcionales ,as conocidos son :

1.Los alcanos :son compuestos hidrocarbonados que se caracterizan por tener todos sus enlaces simples C-C con hibridación SP3.

Tienen una fórmula general que los identifica la cual es: C_nH_{2n} + 2, que representa, el número de carbonos más el doble de hidrógenos más dos hidrógenos. Si es un hidrocarburo cíclico o sea los cicloalcanos la fórmula será la misma pero sin los dos hidrógenos del final, o sea, así: C_nH_{2n}.

Los alcanos cíclicos o cicloalcanos son los hidrocarburos que presentan cadena cerrada y sus características son similares a las de los alcanos de cadena abierta. Ejemplo: el propano es de formula $C_3 H_8$ y el ciclobutano C_3H_6

```
   H   H   H
   |   |   |
H—C—C—C—H
   |   |   |
   H   H   H
```







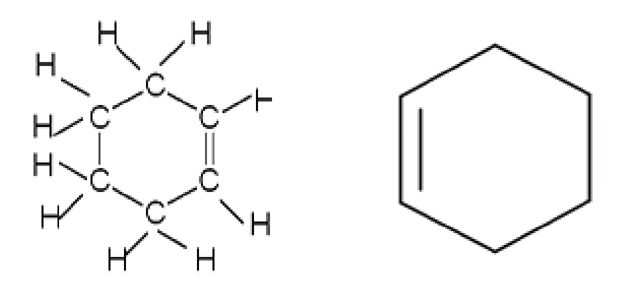


2.Los alquenos: son compuestos hidrocarbonados que se caracterizan por tener todos sus enlaces dobles C=C con hibridación SP2.

Tienen una fórmula general que los identifica la cual es: C_nH2_n, que representa, el número de carbonos más el doble de hidrógenos. Si es un hidrocarburo cíclico o sea los cicloalqueno la fórmula será la misma pero sin los dos hidrógenos del final, o sea, así: C_nH2_{n-2}.

Ejemplo: el hexeno es de formula $C_6\,H_{12}$ y el ciclohexeno C_6H_{10}

$CH_3CH_2CH_2CH_2CH=CH_2$ Hexeno



Ciclohexeno

3.Los alquinos: son compuestos hidrocarbonados que se caracterizan por tener todos sus enlaces triples entre carbono y carbono con hibridación SP

$$-C\equiv C-$$

Tienen una fórmula general que los identifica la cual es: C_nH_{2n-2}, que representa, el número de carbonos más el doble de hidrógenos. Si es un hidrocarburo cíclico o sea los cicloalqueno la fórmula será la misma pero sin los dos hidrógenos del final, o sea, así: C_nH_{2n-4}.



3.Los alcoholes: son compuestos hidrocarbonados que se caracterizan por tener uno o más grupos Hidroxilo –OH, al nombrarlos llevan terminación OL , numerando la cadena por donde el grupo funcional este más cercano al extremo de la cadena

CH_3 CH_3
H_3C OH
CH_3

4.Los aldehidos: son compuestos que se caracterizan por tener un grupo funcional carbonilo C=O el cual siempre va unido a un carbono primario, al nombrarlos llevan terminación al:

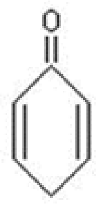
4 3 2 1
$CH_3-CH-CH_2-C(=O)H$
CH_3

3-metil butanal

5.Las cetonas: Al igual que los aldehídos son compuestos que se caracterizan por tener el grupo funcional carbonilo pero en un carbono secundario, al nombrarlas llevan terminación ona .

$CH_3-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_3$

2-pentanona
(metil propil cetona)



2,5-ciclohexadienona







6.Los Ácidos carboxílicos: Son compuestos orgánicos que contienen en su estructura el grupo carboxilo – COOH ubicado en un carbono primario y al nombrarlos se antepone la palabra ácido y la terminación OICO.

Nombre	Fórmula semidesarrollada
Ácido metanoico	$H-C(=O)-OH$
Ácido etanoico	$CH_3-C(=O)-OH$
Ácido propanoico	$CH_3-CH_2-C(=O)-OH$

7.Los éteres : Son compuestos orgánicos que se caracterizan por tener en medio de la cadena carbonado un grupo alcoxi - O- para nombrarlos se utiliza la nomenclatura común considerando el grupo funcional como cadena principal y las cadenas carbonadas como radicales llevando terminación il.

$H_3C-O-CH_2-CH_3$

Etil metil éter

$H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_3$

Dietil éter

$H_3C-O-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

Butil metil éter

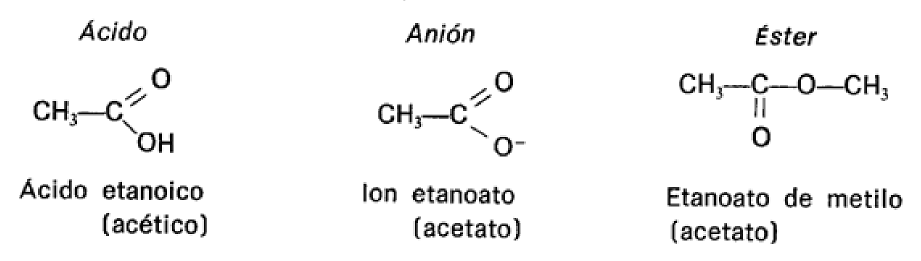
$H_3C-CH_2-CH_2-CH(O-CH_3)-CH_3$ (5, 4, 3, 2, 1)

Metil pent-2-il éter

Etil 3-metilciclohexil éter



8. Los esteres: Son compuestos orgánicos que se caracterizan por tener en medio de la cadena carbonado un grupo carbalalcoxi COOR, generalmente provienen de hacer reaccionar un aido carboxílico con un alcohol para nombrarlos se utiliza la nomenclatura común , numerando la primera parte de la cadena quien lleva terminación ATO y la ramificación terminación ILO



9. los aromáticos: Son compuestos orgánicos cíclicos derivados de los alquenos que contienen un anillo de benceno C_6H_6 donde los tres dobles enlaces producen un efecto de resonancia que indica la trasposición de los dobles enlaces ,lo cual se representa con un circulo interno







10. Las aminas y las amidas: Son compuestos nitrogenados derivados del NH3 y existen aminas primarias secundarias o terciarias dependiendo de la cantidad de cadenas carbonadas sustituidas en el Nh3. Se nombran según el número de carbonos anexando la terminación amina.

Propanoamina	metil, etil amina	etil fenil amina
$H_3C-CH_2-CH_2-NH_2$	$H_3C-NH-CH_2-CH_3$	$H_3C-CH_2-N(CH_3)-C_6H_5$
Amina Primaria	Amina Secundaria	Amina Terciaria

Las amidas tienen la combinación del grupo amino y el grupo carboxilo lo que produce el grupo funcional llamado Carboxiamida R-CO-NH2. Se nombran según el número de carbonos anexando la terminación amida.

4 3 2 1

$CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CO-NH_2$ 2-metil-butanamida

6 5 4 3 2 1

$CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-CH(CH_2-CH_3)-CO-NH_2$

2-etil-5metil-hexanamida




CORPORACION
GIQ







Ejercicios complementarios

1. En la tabla se muestran los volares de pH para las soluciones P, Q, R y S

SUSTANCIA	PH
P	7
Q	12
R	2
S	9

La solución de mayor basicidad es .

A. P
B. Q
C. R
D. S

2. Se tienen 1000 ml de una solución 0,5 M de KOH con PH = 13,7. Si a esta solución se le adiciona 1 mol de KOH, es muy probable que.

A. permanezca constante la concentración de la solución.
B. aumente la concentración de iones [OH]
C. permanezca constante el PH de la solución.
D. aumente la concentración de iones [H^+]



UNIDAD 3

1) Las soluciones son mezclas homogéneas de dos o más sustancias, en las cuales sólo está presente una fase. Las partículas de soluto tienen un diámetro comprendido entre 0,1 y 1,0 nm. No es una característica de las soluciones:

A. Se puede separar por medios físicos

B. Se observa un solo estado físico

C. Las partículas de soluto se agrupan formando micelas las cuales reflejan y refractan la luz

D. El solvente es el componente que se encuentra en mayor proporción en la solución

2) La solubilidad se define como la cantidad de soluto que se disuelve en una cantidad determinada del solvente. Las sustancias que tienen estructuras y fuerzas intermoleculares similares tienden a ser solubles. Las moléculas polares son más solubles en líquidos polares, mientras que las moléculas no polares son más solubles en líquidos no polares. Según lo anterior, la sustancia que presenta mayor solubilidad en agua es:

A. Cloruro de potasio (Kcl)

B. Dimetil éter (CH 3 – O – CH 3)

C. Tetracloruro de carbono (CCl 4)

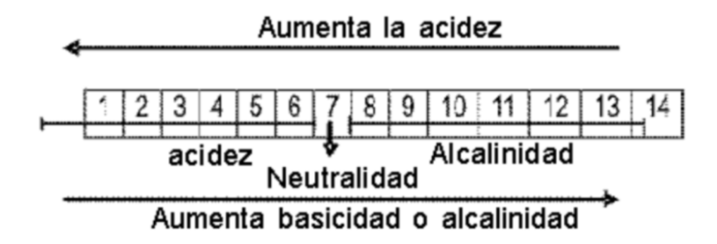
D. Beceno (C 6 H 6)







La siguiente tabla muestra una escala de pH:

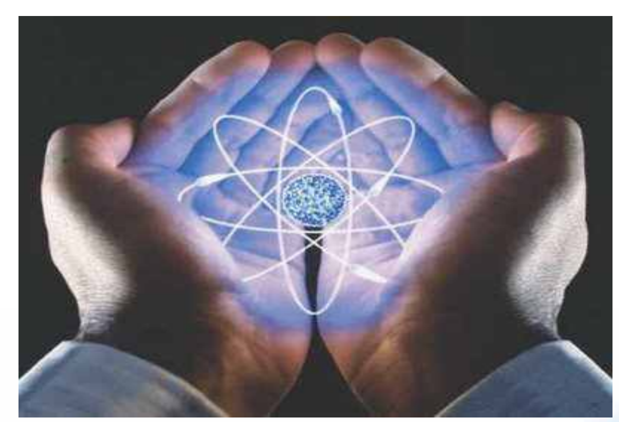


Entre los valores de pH, de algunas sustancias tenemos:

Ácido de bateria	pH=0
Vinagre	pH=3
Jugo de tomate	pH=4
Leche de vaca	pH=6,2 – 6,6
Líquido espermático	pH=7,8
Agua de mar	pH=8,3

De lo anterior se puede decir que:

A. La sustancia más básica es el ácido de batería.
B. El líquido espermático es neutro.
C. La leche de vaca es ligeramente básica.
D. El jugo de tomate tiene pH ácido.





3) La molaridad de una solución se define como el número de moles de soluto que hay en un litro de solución. Si una solución es 0,5 molar, significa que:

A. Hay 2 moles de soluto disueltos en 1 litro de solución

B. Hay 0,5 moles de soluto disueltos en medio litro de solución

C. El soluto se encuentra en mayor proporción que el solvente.

D. Hay 1 mol de soluto disuelto en 2 litros de solución.

4) La teoría de las colisiones que explica la velocidad de las reacciones químicas, afirma que para que dos sustancias reaccionen, deben chocar entre sí. Aunque las dos partículas que chocan tengan la energía suficiente para reaccionar estas deberían chocar con una orientación apropiada. Cuanto mayor sea la frecuencia de las colisiones efectivas, más rápidamente sucederán las reacciones.

Uno de los siguientes factores no incrementa la velocidad de reacción en un sistema gaseoso:

A. Aumento de la temperatura.

B. Disminución de la presión .

C. Disminución del volumen en que se encuentra confinado el gas.

D. Aumento en la concentración de los reaccionantes.





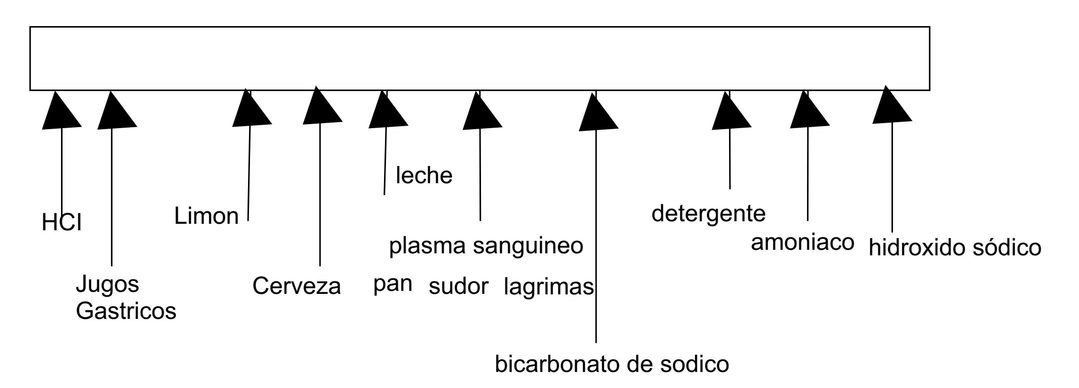
5) El pH o potencial hidrogeno de una solución, es una medida de ala acidez o basicidad (alcalinidad) de una solución. La expresión matemática para el pH = -log $[H^+]$

Si en el café la concentración de iones H^+ es $1x10^{-5}$, significa que

pH del café es:

A. 10
B. 9
C. 5
D. No hay información suficiente para calcularlo.

CONTESTE LAS PREGUNTAS DE ACUERDO CON LA SIGUIENTE GRAFICA



1. de acuerdo con la gráfica, al adicionar bicarbonato sódico a la cerveza, lo más probable es que:



A. Disminuya la alcalinidad y el pH aumente.
B. Aumenten la acidez y el pH.
C. El pH aumente y disminuya la acidez.
D. Disminuyan la alcalinidad y el pH.

2. De la gráfica se puede concluir que:

A. Las sustancias alcalinas tienen pH neutro.
B. Los detergentes se pueden neutralizar con amoníaco.
C. El limón es más ácido que HCl.
D. En general los alimentos tienen pH acido.

3. El pH de una solución acuosa disminuye al aumentar la concentración de iones hidronio. En la tabla se indican las concentraciones de iones hidronio en las soluciones M, N, O y P.

SOLUCIONES DE ACIDO	CONCENTRACION DE IONES HIDRONIO (M)
M	$2 X 10^{-4}$
N	$4 X 10^{-3}$
O	$1 X 10^{-5}$
P	$3 X 10^{-2}$

Es válido afirmar que el pH de la solución:

A. M es mayor que el pH de la solución O.
B. O es menor que el de la solución P.
C. N es mayor que el de la solución M.
D. P es menor que el de la solución N.

4. Para disminuir el pH de la leche, se debe adicionar:

A. Bicarbonato de sodio.
B. Plasma sanguíneo.
C. Jugo de limón.
D. Amoníaco.







HOJA DE RESPUESTAS

Asignatura: Química

UNIDAD Nº 1

1	**a**	b	c	d
2	a	b	c	**d**
3	a	b	c	d
4	a	b	c	d
5	a	b	c	d
6	a	b	c	d
7	a	b	c	d
8	a	b	c	d
9	a	b	c	d
10	a	b	c	d
11	a	b	c	d
12	a	b	c	d

UNIDAD Nº 2

1	a	**b**	c	d	e
2	a	b	**c**	d	e
3	a	b	c	**d**	e

EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS

1	a	b	c	**d**	e
2	a	b	c	**d**	e
3	a	b	c	d	**e**
4	a	b	c	d	**e**
5	a	b	c	**d**	e
6	a	b	**c**	d	e
7	a	**b**	c	d	e



TALLER SESIÓN 2

1	**a**	b	c	d	
2	a	**b**	c	d	
3	a	b	c	**d**	
4	a	b	**c**	d	
5	**a**	b	c	d	
6	**a**	b	c	d	
7	a	b	**c**	d	
8	**a**	b	c	d	
9	a	**b**	c	d	
10	a	b	c	d	
11	a	b	c	**d**	
12	**a**	b	c	d	
13	**a**	b	c	d	e
14	a	b	c	**d**	e
15	a	b	**c**	d	e
16	a	**b**	c	d	e
17	**a**	b	c	d	e

UNIDAD Nº 3

1	a	**b**	c	d	e
2	a	b	c	**d**	e

EJERCICIOS COMPLEMENTARIOS

1	a	b	**c**	d	e
2	a	**b**	c	d	e
2	a	**b**	c	d	e
3	a	**b**	c	d	e
4	**a**	b	c	d	e







1	a	**b**	c	d
2	a	**b**	c	d
3	a	**b**	c	d

1	a	b	c	**d**
2	a	b	**c**	d
3	a	b	**c**	d

1	a	**b**	c	d
2	a	b	**c**	d
3	a	b	**c**	d
4	a	b	c	**d**
5	a	b	**c**	d

1	a	**b**	c	d	
2	a	**b**	c	d	e

1	a	b	c	**d**	e

1	a	b	**c**	d	e
2	**a**	b	c	d	e
3	a	b	c	**d**	e
4	a	b	**c**	d	e
5	a	b	**c**	d	e

1	a	b	**c**	d	e
2	a	b	c	**d**	e




CORPORACION
GIQ





Este libro se termino de diseñar en las instalaciones de

Digital Reading
Calle 8f # 50 a - 63 B/ La Carolina
PBX.: 378 12 17
Cali - Colombia



En GIQ tu futuro es nuestro compromiso